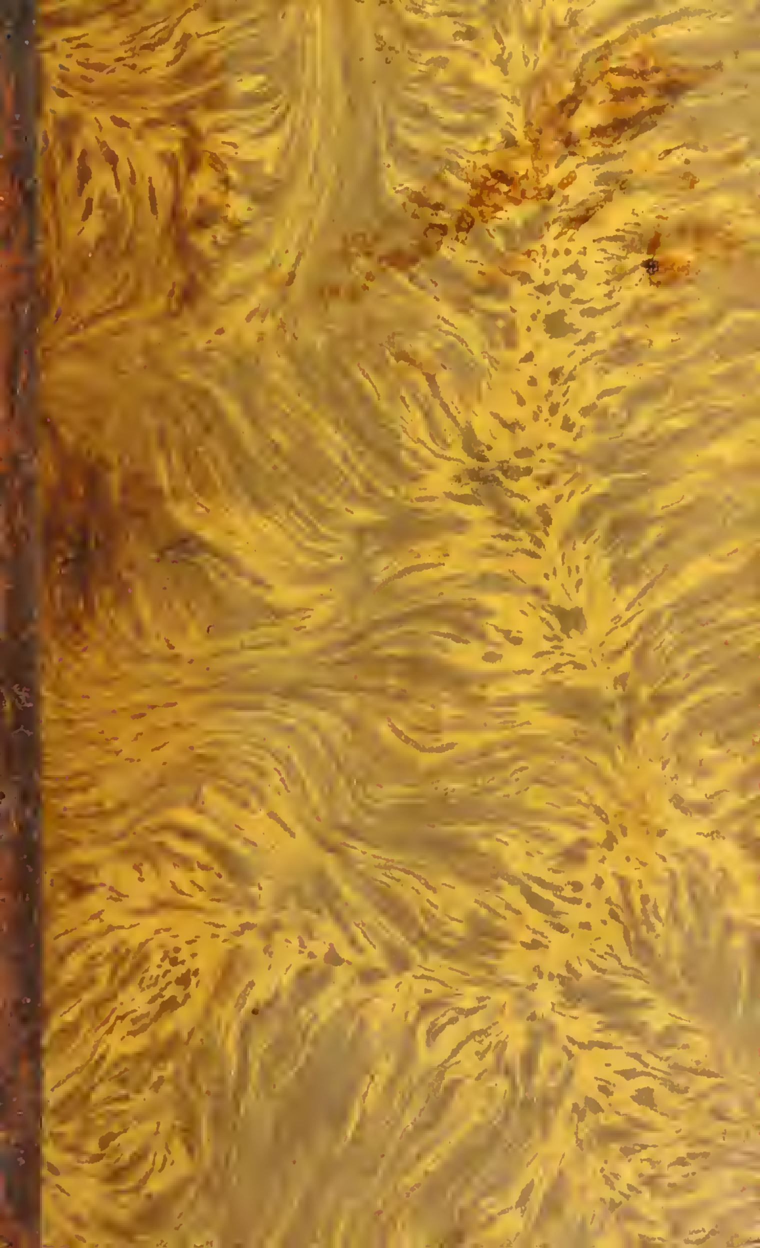


ALPHABET

DE CHIMIE.

PARIS. — IMPRIMERIE DE BOURGOGNE ET MARTINET,
Successeurs de LACHEVARDIERE, rue du Colombier, 30.

ALPHABET

DE CHIMIE,

ORNÉ DE VIGNETTES.

PARIS,
LEDOYEN, LIBRAIRE,
PALAIS-ROYAL, GALERIE D'ORLÉANS, n° 31;
JOUBERT, LIBRAIRE,
RUE DES GRÈS, n° 14.
1834.



SOMMAIRE

DES CHAPITRES.

—

FIN DE LA TABLE.

ALPHABET

DE

CHIMIE.

I.

INTRODUCTION.

La chimie se présente à nous sous un double caractère :

D'une part, *en ce qui concerne les manipulations pratiques*, elle se rattache à l'homme, et l'accompagne dans les circonstances les plus usuelles de la vie ; car, sans invoquer ici la préparation journalière de nos alimens dans ces laboratoires toujours actifs qu'on nomme cuisines, on peut affirmer que toutes les opérations des arts contiennent une foule de procédés, de *tours de main*, dont l'origine et l'explication souvent inconnues, finissent tôt ou tard par se trouver justifiées à mesure que la science fait des progrès nouveaux ;

D'une autre part, *en ce qui concerne les lois scientifiques et générales*, la chimie est placée assez loin de la portée humaine, dans le champ des inves-

tigations ; car ce n'est guère que depuis soixante ans qu'on prévoit la possibilité de coordonner, dans un ensemble à peu près systématique, cette multitude de réactions imprévues et compliquées qui s'opèrent entre les corps de la nature.

Ce double caractère explique le désir, aujourd'hui si général, de pénétrer dans les secrets de la chimie, et le peu de connaissances réelles qu'on en trouve répandues dans le monde.

Une propriété particulière à la chimie, c'est d'inspirer une sorte de curiosité timide et admirative chez ceux qui ne la connaissent point; on croirait volontiers que les phénomènes qu'elle étudie sont enveloppés d'une atmosphère mystérieuse qui ne se trouve point autour des autres sciences. — Ce sentiment, presque respectueux à notre avis, ne tient pas seulement à la mince quantité des notions qu'on peut en avoir acquises, il est fondé sur ce que la chimie éveille en nous des sens qui dormaient; et que, par leur intermédiaire, elle nous fait comprendre des existences auxquelles nous n'avions jamais songé : elle crée, en effet, autour de nous un monde où vivent en repos des êtres d'une puissance merveilleuse que nous pouvons subitement faire lever et agir. — C'est une fantasmagorie magique, effrayante quelquefois, que d'évoquer

dans ses rêveries les corps qui sommeillent auprès de soi. En ce moment, où, retiré dans votre chambre vous jetez peut-être un coup-d'œil sur ces lignes, ami lecteur, songez-vous que dans le marbre de votre cheminée, dans les murs calcaires de votre appartement, demeure emprisonnée la substance perfide à laquelle tant de malheureux asphyxiés doivent la mort; que ce plafond de plâtre *blanc* est rempli de soufre *jaune*, l'un des constituans de la poudre à canon ! — L'air que vous respirez est composé des mêmes élémens que l'*eau-forte*, dont quelques gouttes introduites dans votre estomac vous tueraient au milieu d'atroces douleurs. Dans les os de vos membres existe en abondance le phosphore, qui, libre, brûle sans cesse à l'air; de ce plancher de bois qui vous porte, vous pouvez retirer le gaz qui éclaire votre rue, le vinaigre qui assaisonne vos mets, du sucre même! — N'est-ce point là une féerie entière ?

Est-il donc étonnant qu'on ait accusé les anciens chimistes de sortilége? et que plusieurs aient été poursuivis, emprisonnés, brûlés même, comme mécréans, hérétiques, fils de Satan ?

Il n'y a plus aujourd'hui de persécutions à craindre; mais les découvertes de la science demeurent trop long-temps stériles, parce que trop de person-

nes dans le monde sont étrangères aux notions élémentaires, et qu'il leur manque un terrain préparé.

Notre petit livre vient contribuer pour sa part à préparer ce terrain; il n'a la prétention de remplacer aucun de ceux qui pourraient avoir avec lui quelque analogie. — Il y a plusieurs places au soleil; et s'il est vrai qu'il existe des inégalités dans les intelligences, peut-être que la forme particulière sous laquelle nous les abordons en saisira quelques unes que d'autres méthodes ont trouvé rebelles.

II.

DE LA CHIMIE.

Origines du mot chimie. — On est aussi embarrassé pour expliquer la signification du mot *chimie*, que pour découvrir dans quels pays et dans quels temps cette science est née. Les uns ont pensé que *chimie* venait du grec *cheô*, qui signifie *fondre*, parce qu'en effet l'une des plus importantes pratiques de la chimie a d'abord consisté dans l'art de *fondre* les métaux; d'autres ont préféré le mot *chumos*, qui signifie *suc*, parce que les médicamens provenant de *l'extraction du suc* des plantes rentrent dans le domaine de la chimie. Quelques uns ont cru pouvoir remonter jusqu'au nom de *Cham*, fils de Noé; d'autres à l'ancien nom de l'Égypte *Chêmi*, à cause que ce pays, disent-ils, fut celui où les premières pratiques chimiques furent mises en usage. Après toutes ces étymologies, parmi lesquelles nos lecteurs pourront choisir, nous en citerons une fort bizarre que d'anciens auteurs ont

adoptée d'après Zozime, savant établi à Alexandrie, dans le quatrième siècle après Jésus-Christ ; cet écrivain, dont on a conservé quelques manuscrits, et qui se trouve souvent cité comme une autorité de grand poids par les Grecs des temps postérieurs, fait remonter la chimie à l'époque où les génies, *conversant familièrement* avec les habitans de la terre, révélèrent à leur curiosité les secrets de la nature. *Chêma* fut le nom du livre où ces secrets étaient inscrits, et alors *chimie* viendrait de *Chêma !*

La chimie a eû d'ailleurs différentes dénominations. C'est ainsi qu'elle a été appelée : *alchimie*, *chrysopée*, *argyropée*, *pyrotechnie*, *art spagyrique*, *science hermétique*, *art du grand œuvre.*

Expliquons ces différens mots.

L'*alchimie*, qui signifie chimie par excellence, s'entend surtout de la prétendue science de convertir les métaux en or, et de préparer un remède universel contre tous les maux : magnifique résultat qui devait être enfanté par une matière merveilleuse, appelée *pierre philosophale*, *élixir de vie!* — Certes on voit que les prétentions de l'alchimie tendaient à un but élevé; mais il faut dire que tous les efforts des sectaires de cette science n'ont pu en approcher.—Il n'est pas de sujet sur lequel on ait écrit autant de volumes dans les siècles

passés : on compte plus de six mille traités d'alchimie, souvent inintelligibles à cause de leur style figuré, manière d'écrire choisie à dessein par les alchimistes, afin de cacher au vulgaire leurs secrets réels ou prétendus. C'était, on le conçoit, un vaste champ ouvert au charlatanisme; cependant il faut convenir que les tentatives faites de bonne foi par ceux qui recherchaient la pierre philosophale ont eu au moins pour résultat d'accumuler des faits nombreux, surtout sur les propriétés des métaux, et en définitive d'amener leurs successeurs aux découvertes qui ont rendu la chimie une science réelle.

C'est d'après le but que se proposait l'alchimie, que sont survenues les dénominations : *art du grand œuvre; chrysopée*, ou fabrication de l'or; *argyropée*, ou fabrication de l'argent; science *hermétique*, du nom de l'Égyptien *Hermès*, ou *Mercure trismégiste*, regardé comme l'un des créateurs de l'art prétendu d'extraire la pierre philosophale.

Quant au mot *pyrotechnie*, il signifie science du feu, la chaleur étant en effet un agent indispensable pour les phénomènes de la chimie; enfin la dénomination *d'art spagyrique*, qui n'a obtenu qu'un médiocre succès, est cependant la plus fondée en raison, puisque *spagyrique* se compose de deux mots grecs, dont l'un signifie *séparer*, l'autre *réu-*

nir, et que c'est sur ces deux opérations que la chimie est fondée. L'objet de la chimie est, en effet, de découvrir la nature intime des corps, et leurs actions les uns sur les autres. — Ses moyens sont : la *décomposition* et la *recomposition* ou *combinaison*.

Bien que la chimie ne soit devenue une science positive, n'ait possédé une théorie générale que depuis le siècle dernier, on en retrouve *des traces* jusque dans les âges les plus reculés. Ainsi la métallurgie, ou l'art de forger les métaux et de les extraire, qui suppose la connaissance de manipulations chimiques, a été exercée de temps immémorial : on lit dans la Genèse que Tubalcain (trois mille ans avant Jésus-Christ) « eut l'art de travailler » avec le marteau, et fut habile en toutes sortes » d'ouvrages d'airain et de fer. » — Les embaumemens ont été de tout temps en usage chez les Égyptiens, ainsi que la préparation des couleurs pour la peinture, comme le prouvent certains hiéroglyphes inscrits sur les plus anciens monumens ; les arts de la teinture, de la verrerie, etc., remontent aussi à une date très ancienne. — Toutes ces connaissances exigeaient l'emploi de quelques pratiques de chimie.

Il paraît que l'alchimie fut pratiquée en Orient

vers la fin du quatrième siècle; les Arabes s'y adonnèrent particulièrement, et c'est l'un d'eux, *Geber*, qui dans le huitième siècle rédigea le premier livre que l'on ait écrit sur ce sujet. L'alchimie fut aussi en grand honneur à Constantinople jusqu'à la conquête de cette ville par les Turcs, en 1453.

La chimie et l'alchimie se trouvaient alors confondues l'une avec l'autre; elles consistaient en un mélange de pratiques souvent absurdes, dirigées vers la recherche du *grand œuvre*, et de quelques procédés exacts qui rentrent plus spécialement dans la science, telle que nous la concevons de nos jours; elles pénétrèrent en Europe, vers le commencement du treizième siècle, sans doute par suite des rapports que les croisades firent naître entre les orientaux et les peuples de l'occident.

L'alchimie ne cessa de préoccuper les hommes les plus avancés que vers le milieu du dernier siècle. L'Encyclopédie de Diderot distinguait encore à cette époque la chimie, *science grossière*, bornée à des manipulations d'apothicaires ou de mineurs, d'avec l'alchimie, *science subtile* et relevée, habile à pénétrer dans les secrets des corps, et dont le but devait être, suivant le rédacteur, de reproduire en peu de temps, avec les petits moyens du laboratoire, les résultats que la puissante nature opère avec le secours des siècles. — Vingt ans après environ,

l'illustre Lavoisier commençait la grande révolution chimique, point de départ de la science actuelle, en faisant connaître la composition de l'*air* et en expliquant ce qui se passe dans la *combustion* des corps.

III.

DE L'AIR.

L'*air* est assez connu de tout le monde par ses effets ; le moindre enfant sait qu'en respirant il reçoit l'*air* dans sa poitrine, et qu'en soufflant le feu il envoie de l'*air* sur les charbons ; le vent qui frappe son visage quand il court, qui enlève son cerf-volant, qui sur sa tête fait voyager les nuages, qui pousse les navires en gonflant leurs voiles, le vent lui montre que l'*air* occupe de hautes régions au-dessus de la terre et des mers. L'*air* est partout, il pénètre partout, il enveloppe tout ; dans la plupart des actions que les corps exercent les uns sur les autres, l'*air* est présent et joue son rôle. Aussi la connaissance de la nature de l'*air*, de ses propriétés, est-elle la base de la chimie, et la révolution chimique du dernier siècle date-t-elle des expériences qui ont mis au jour la véritable composition de l'*air*.

Air ; *oxigène*, *azote*, — *gaz.*—L'air, que les an-

ciens regardaient comme un élément indécomposable, peut se séparer en deux autres espèces d'*airs invisibles*, qui diffèrent essentiellement par leurs propriétés, ce sont : l'*oxigène* et l'*azote*.

Mais comment se peut faire cette séparation, demandera sans doute celui qui ne possède aucune notion de chimie, puisque l'air est insaisissable, puisqu'il s'échappe par la moindre fissure; et comment sait-on que l'on a deux airs différens, puisqu'ils sont tous deux *invisibles ?* — Nous avouons que cette préoccupation nous tourmenta beaucoup lorsque nous reçûmes la première leçon de chimie. Notre curiosité suivait impatiemment les paroles du maître : ces tubes, cloches, flacons, remplis chacun d'un *air* différent; ces *airs* que l'on transporte à volonté, que l'on fait passer d'un vase dans un autre, que l'on commande à une substance d'absorber, que l'on commande à une autre de rendre, toutes ces manipulations sur des matières si subtiles, dont l'homme s'est emparé et qu'il gouverne, nous semblèrent une continuation de nos lectures des *Mille et une Nuits* et nous remplirent d'un contentement inexprimable. — Le lecteur apprendra dans le cours de ce livre comment on peut reconnaître les différens *airs* ou *gaz* invisibles, par des qualités qui leur sont propres, par l'odeur, par la saveur, et par une foule de phénomènes particuliers

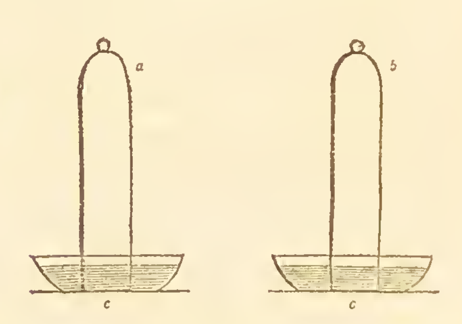
qui se développent lorsqu'on met d'autres corps visibles en contact avec eux. —Entendons-nous maintenant sur le mot *gaz* si fréquemment employé.

Gaz, dont l'origine est allemande, signifie *esprit*, *âme*; ce mot, qui conserve la souvenance de quelque chose de mystérieux, de surnaturel, a été donné comme nom générique à toutes les espèces d'*air* découvertes et classées par la chimie moderne. Ainsi, outre le *gaz oxigène* et le *gaz azote*; nous avons le *gaz hydrogène*, avec lequel on remplit les ballons; le *gaz acide carbonique*, qui mousse dans la bière ou dans le vin de Champagne; le *gaz acide sulfureux*, qui se dégage des allumettes soufrées et pique si désagréablement le nez; nous en avons enfin une foule d'autres avec lesquels nous pourrons faire connaissance par la suite.

Le nom de *gaz*, employé d'abord pour désigner toutes les espèces d'airs, à l'époque où les connaissances chimiques commençaient à se coordonner, a été adopté par les savans de tous les pays; on n'a conservé le mot *air* que pour l'air atmosphérique, auquel nous revenons.

Différence de l'oxigène et de l'azote. — Supposons que nous ayons deux éprouvettes ou cloches,

l'une remplie *d'oxigène* et l'autre *d'azote*; à l'œil, elles ne présentent entre elles aucune différence, mais si nous les retournons brusquement et que nous y plongions aussitôt une allumette enflammée, nous verrons celle-ci s'éteindre sur-le-champ dans la cloche *b*, tandis qu'elle se rallumera sur-le-champ, dans la cloche *a*, et jettera une lumière éclatante, lors même qu'elle serait presque éteinte.



(*a*) Éprouvette remplie d'oxigène. — (*b*) Éprouvette remplie d'azote. — Leurs extrémités (*c*) sont plongées dans de l'eau ou du vif argent qui intercepte la communication avec l'air atmosphérique.

Si au lieu d'une allumette on fait passer sous chacune de ces cloches un petit animal, un moineau, par exemple, on verra dans la cloche d'oxigène l'oiseau s'agiter, sauter, vivre comme dans l'air; tandis que le malheureux moineau plongé

dans l'azote, tombe sans mouvement et meurt asphyxié, si l'on ne vient vite à son secours.



Ainsi l'air atmosphérique présente ce fait singulier, qu'il est composé de deux gaz, de propriétés tout-à-fait contraires ; l'un destiné à la respiration des animaux et à la combustion ; l'autre, qui donne la mort et éteint les corps enflammés.

Découverte de la composition de l'air. — La composition de l'air resta inconnue jusque vers 1775; on le considérait encore à cette époque comme une substance simple. Cependant on savait qu'il existait d'autres gaz, mais on les connaissait mal, on les regardait comme de l'air plus ou moins vicié.

La découverte de *l'oxigène* est due à Priestley, chimiste anglais (1774) ; mais c'est à Lavoisier que nous devons la détermination des merveilleuses propriétés de ce gaz. — Avant lui, on admettait, d'après les théories de Beccher et surtout d'Ernest

Stahl, son disciple, né à Anspach, en 1660, l'un des plus remarquables chimistes qui aient existé, on admettait, disons-nous, qu'un corps étant calciné perdait un fluide inflammable appelé *phlogistique*, de telle sorte que ce corps ainsi dépouillé ne pouvait plus brûler de nouveau. Par exemple : le vif argent (*mercure*), calciné à l'air, se transforme en une poudre rouge ; hé bien ! on disait que la poudre rouge était du mercure privé de *phlogistique*, et que le mercure *pur* était cette même poudre rouge combinée avec le *phlogistique*.

Des doutes s'étaient élevés contre cette théorie ; pour qu'elle fût vraie, il faudrait que le mercure, privé du phlogistique par la calcination, devînt plus léger, et il devient au contraire plus lourd ! c'est qu'en effet, au lieu de *perdre* quelque chose, il *absorbe* une portion de l'air.

Bayen, savant distingué, qui fit partie de l'Institut à la création de 1795, et mourut trois ans après, mit hors de doute, par une expérience décisive, cette union de l'air au métal que l'on calcine. En chauffant dans un vase fermé la poudre rouge du mercure, il obtint une grande quantité de gaz, et le mercure reparut avec son brillant ordinaire. — Il en conclut avec raison que l'on expliquait mal la combustion et la revivification des métaux par les allées et venues du phlogistique.

Mais il s'arrêta à ce point et ne donna pas assez l'attention au gaz qui s'était dégagé du mercure, le regardant comme de l'air ordinaire.

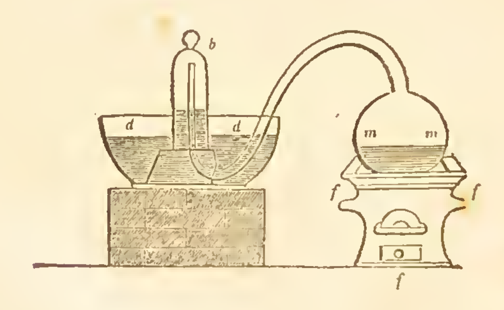
Priestley se trouvait alors à Paris : il refit l'expérience, recueillit ce gaz et l'étudia. Il y plongea une allumette enflammée pour voir si elle y brûlerait bien : en effet la flamme devint des plus vives. — Il venait de reconnaître *l'oxigène*, qui éveilla alors à un haut degré l'attention des chimistes ! A peu près à la même époque, Schéele, en Allemagne, faisait la même découverte.

Ici nous arrivons à Lavoisier.

Lavoisier.—Lavoisier, né le 16 août 1743 d'une famille riche, s'était adonné aux sciences dès sa première jeunesse, et avec une telle application qu'il se tint pendant quelque temps au lait pour toute nourriture. Nommé associé de l'Académie des sciences à l'âge de vingt-cinq ans, il avait obtenu peu de temps après une place de fermier-général. Il jouissait alors de plus de 50 mille livres de rente, et en consacrait une grande partie à ses expériences, préparant depuis long-temps, dans le secret de ses réflexions, la doctrine qu'il devait produire plus tard. Les premiers germes en avaient été déposés par lui en 1772, dans un paquet cacheté confié à l'Académie, lorsqu'il eut connaissance des résultats mis au jour

par Bayen, et surtout par Priestley. Soupçonnant aussitôt que l'air était un composé de plusieurs gaz, et que c'était une portion seulement de l'air qui était absorbée par les corps soumis à la calcination ou à la combustion, il se mit à vérifier ses soupçons par l'expérience, en procédant à la calcination du mercure.

Grande expérience de Lavoisier. — Il chauffa un poids déterminé de mercure avec un volume d'air bien mesuré, et le tint pendant douze jours à une température voisine de 360°. Une portion de l'air fut absorbée peu à peu par le métal, qui se couvrit de la poudre rouge dont nous avons déjà parlé.



(*mm*) Mercure dans un matras à tube recourbé ; l'éprouvette (*b*), l'intérieur du matras et le tube contiennent de l'air. — *fff* Fourneau pour chauffer le matras. — *d d* Mercure pour intercepter la communication avec l'air extérieur.

Lorsque cette absorption eut cessé, Lavoisier mesura et examina ce qui restait dans l'appareil; il vit que cette sorte de gaz-résidu éteignait les corps enflammés, était irrespirable. C'était le gaz *azote*, déjà reconnu par Priestley, et, à ce qu'il paraît, par le docteur Rutherford d'Edimbourg, en 1772.

Lavoisier fit alors la contre-épreuve en recueillant avec soin la pellicule rouge qui recouvrait le mercure; la chauffant à 400° dans un vase clos, il vit reparaître le métal et se dégager un gaz qui rendait très vive la flamme d'une allumette: c'était l'oxigène que nous connaissons déjà. Après en avoir mesuré avec soin le volume, cet illustre chimiste conclut de son expérience que l'air était formé par un mélange de 27 parties d'oxigène et de 73 parties d'azote; mais il commit sans doute une erreur, car des expériences précises et répétées à des époques diverses, ont donné constamment 21 parties d'oxigène et 79 d'azote, pour la composition de 100 parties d'air.

Ainsi l'air renferme $\frac{1}{5}$ de son volume d'oxigène, et $\frac{4}{5}$ d'azote.

L'analyse de l'air a été faite en France par Berthollet, par MM. de Humboldt et Gay-Lussac; sur le Mont-Blanc par M. de Saussure; sur la côte de Guinée par Humphry-Davy; sur le pic de Téné-

riffe et le sommet des Andes, par M. de Humboldt; en Angleterre par Cavendish et Davy; en Egypte par Berthollet; en Espagne par M. de Marty; en Russie (Casan) par M. Kupfer, etc.; l'azote et l'oxigène ont toujours été trouvés dans le rapport de 79 à 21. M. Gay-Lussac, dans son ascension aérostatique, prit à une lieue de hauteur au-dessus de la terre plusieurs flacons d'air, dont l'analyse a fourni des résultats semblables aux précédens.

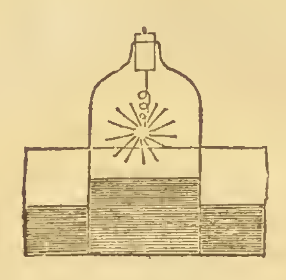
L'air contient aussi de la vapeur d'eau et du gaz *acide carbonique;* mais ce dernier n'y existe qu'en petite quantité, car on en trouve à peine un litre sur deux mille litres d'air.

Rôle important de l'oxigène dans la combustion. — Lavoisier reconnut dans ses travaux subséquens, et démontra par une suite d'expériences claires et rigoureuses que non seulement le mercure et les métaux, mais encore le soufre, le phosphore, en un mot, tous les corps combustibles *absorbent* en brûlant *l'oxigène* qui entre dans l'air, et l'absorbent en quantité précisément égale à leur augmentation de poids.

L'expérience suivante est une de celles qu'il fit pour montrer cette *absorption* de l'oxigène.

Après avoir fixé une spirale de fer à un bouchon, il attacha un morceau d'amadou à l'extrémité, y

mit le feu et enfonça la spirale dans un flacon rempli d'oxigène; ce flacon, ouvert par le bas, reposait



dans un vase contenant de l'eau, de manière que l'oxigène ne pouvait s'échapper : la combustion se présenta avec un éclat éblouissant; le métal se fondit en gouttelettes qui étaient du *fer brûlé*, ou de l'*oxide de fer*, selon le langage chimique. Lavoisier remarqua aussi que l'eau était remontée dans le vase pour remplacer l'oxigène *absorbé* par le fer.

Gaz acide carbonique

L'étude de l'acide carbonique rentre naturellement dans celle de l'air, puisque l'atmosphère en contient toujours.

Ce gaz est important par le rôle qu'il joue dans la nature, et par les usages auxquels on l'emploie. Il se combine avec la *chaux* que tout le monde connaît pour former les *craies*, les *moellons*, les *marbres*; il est la base du *corail*, des *coquillages*, etc.;

c'est lui qui se produit dans la fermentation de la bière, qui petille dans le vin de Champagne; c'est encore lui qui se dégage en abondance des limonades gazeuses, des eaux de Vichy, de Seltz, de Spa, etc.

Nature de l'acide carbonique. — L'épithète d'*acide* qu'on lui donne convient à sa saveur, aigrelette et piquante; quant au nom de *carbonique* qui le caractérise, le lecteur a déjà deviné d'où il vient : c'est que le charbon entre dans sa composition.

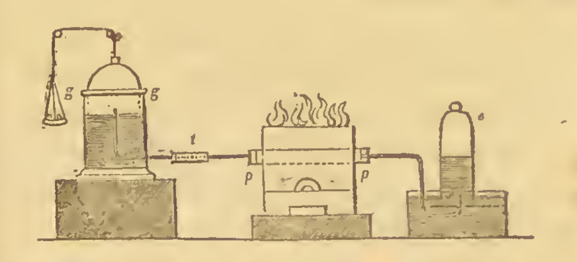
L'acide carbonique est en effet composé de *charbon* pur, nommé en chimie *carbone*, et d'oxigène, qui n'est déjà plus pour nous un corps étranger.

C'est Lavoisier qui obtint directement l'*acide carbonique* en brûlant du charbon dans l'oxigène; après cette combustion, il trouva, non plus de l'oxigène, mais un gaz identique à celui qu'on savait déjà se procurer en chauffant fortement du marbre ou de la craie.

On a fait depuis des expériences beaucoup plus précises pour connaître exactement la composition de l'acide carbonique, et on est arrivé à ce résultat remarquable, qu'un litre d'acide carbonique contient exactement un litre d'oxigène. Il est curieux de voir un corps *solide* et noir comme le charbon. disparaître entièment et se fondre dans un fluide

invisible; on trouve beaucoup d'exemples semblables dans la chimie.

La figure suivante montre la manière dont on s'y est pris pour constater la composition de l'acide carbonique, telle que nous venons de la faire connaître.



g g Gazomètre rempli d'oxigène et s'enfonçant lentement dans l'eau, au moyen de poids qui lui font à peu près équilibre. — *t* Tube où l'oxigène venant du gazomètre traverse des fragmens de *chlorure de calcium*, pour se dessécher. — *pp* Tube de porcelaine contenant du charbon fortement chauffé; ce charbon se combine avec l'oxigène arrivant du gazomètre, et forme de l'acide carbonique que l'on recueille dans l'éprouvette *c*. — On obtient ainsi un volume d'acide carbonique égal à celui de l'oxigène qui a traversé le tube *pp*.

Détails historiques sur l'acide carbonique. — Il n'est point de gaz qui ait plus occupé l'attention des chimistes et de leurs prédécesseurs les alchimistes, que l'acide carbonique; l'on peut même dire qu'il a

été le premier objet des recherches qui ont peu à peu conduit à la découverte des différentes espèces de gaz.

Les anciens le connaissaient par son effet sur l'économie animale, celui de produire l'asphyxie dans certaines grottes ou caves. Ils l'appelaient *spiritus lethalis* (esprit mortel); l'air ordinaire était au contraire appelé *spiritus vitalis* (esprit vital). Ce ne sont pas les noms qui lui ont manqué; ceux qu'il a reçus de Macquer, Priestley et autres, sont : *acide aérien*, *acide gazeux*, *esprit de la craie*, *acide crayeux*, *gaz méphitique*, *acide méphitique*, *air fixe*, *air artificiel*, etc., etc. Du temps de Paracelse, célèbre alchimiste, dont nous raconterons plus loin l'histoire, l'acide carbonique, comme toute vapeur délétère, toute exhalaison funeste, était désigné sous la dénomination générale d'*esprit sauvage* (spiritus sylvestris).

Vanhelmont, né à Bruxelles en 1577, est le premier qui ait fait sur les gaz des recherches suivies. Ce fut un homme rempli d'imagination, et dont l'esprit pénétrant devançait son époque : d'une famille noble et riche, il se fit médecin malgré ses parens, abandonna la médecine de dépit pour avoir échoué dans la guérison d'une maladie, se plongea avec emportement dans l'alchimie d'après quelques notions qu'il avait reçues d'un empirique, et revint bientôt après à sa première passion pour

la médecine dans laquelle il suivit un système de son invention.

Ce savant avait conçu sur les gaz une idée fort nette, et dans ses études il avait établi des rapprochemens forts exacts entre le gaz qui se dégage des substances végétales en fermentation dans les cuves et les celliers, de la poudre à canon enflammée, du charbon qui brûle, de la grotte du Chien à Naples, des craies, du marbre, etc. En effet, l'acide carbonique est là

Après Vanhelmont, que nous avons dû citer à cause de ses importans travaux et de la réputation dont il a joui en son temps, nous devons parler de Black, dont les recherches sur l'acide carbonique, vers 1757, ont marqué dans la chimie une époque intéressante, puisque c'est d'elle que date l'attention toute particulière dont les gaz ont été l'objet. Sa découverte la plus féconde en idées neuves fut que la chaux devenait caustique lorsqu'on en avait chassé par la chaleur l'acide carbonique, et qu'ainsi la combinaison de cet *air* avec la chaux adoucissait, *dulcifiait* la chaux.

Arrêtons-nous un moment sur ce fait. — Il est peu de personnes qui n'aient eu l'occasion de connaître la saveur de la *chaux vive*, dont quelques fragmens pulvérisés et mis sur la langue y causent une impression brûlante; hé bien ! l'acide carbonique, qui

a lui-même une saveur aigre quoique faible, forme, en s'unissant avec cette chaux caustique, un corps tout-à-fait fade : c'est la *craie* ou le *marbre.* — Il y a pareillement des corps plus caustiques que la chaux, et une foule d'autres plus acides que l'acide carbonique, qui forment par leur union des composés tout aussi peu sapides que la craie et le marbre. Nous aurons souvent à parler dans les pages suivantes de ces corps importans; nous ne fesons ici que les signaler à l'attention du lecteur (voir *sels*).

L'acide carbonique est l'une des plus faibles de toutes les substances qui portent le nom d'*acide* comme lui, c'est-à-dire qu'il peut être facilement chassé par les autres acides des corps avec lesquels il est uni ou *combiné.* Qui ne sait qu'en laissant tomber une goutte de vinaigre ou du jus de citron sur une table de marbre, il se fait une tache aussitôt; c'est plus qu'une tache, c'est une décomposition du marbre; l'auteur de l'accident a beau laver, frotter, jamais la trace de sa maladresse ne disparaîtra : il faut un poli nouveau. L'acide du vinaigre ou du citron a *chassé* l'acide carbonique de la portion du marbre qu'il a touchée, et a pris sa place pour s'unir à la chaux.

Dangers de l'acide carbonique. — Il est bon de

remarquer que la plupart des gaz où il n'y a pas d'oxigène libre, éteignent les corps enflammés et asphyxient les êtres vivans. L'acide carbonique, qui rentre dans cette classe, est surtout dangereux parce qu'il se produit naturellement dans plusieurs circonstances, et qu'étant plus lourd que l'air, il séjourne dans les lieux bas à un état de pureté presque parfaite. Ainsi on le rencontre dans beaucoup de puits et de grottes; il forme, comme nous l'avons déjà dit, des couches épaisses dans les cuves où fermente le moût du raisin; il n'est pas d'année où l'on n'apprenne quelques accidens causés par ce gaz à la suite des vendanges.

Les voyageurs qui se rendent à Naples ne manquent pas d'aller voir la grotte du Chien, près Pouzzole; il s'y trouve une couche de un à deux pieds d'épaisseur en acide carbonique; l'homme peut entrer dans la grotte sans danger, mais le chien, ou tout autre petit animal qui y pénètre, ayant le museau plongé dans le gaz asphyxiant, tombe et meurt si l'on ne vient à son secours.

La facilité avec laquelle on peut se procurer dans une chambre un grand développement d'acide carbonique, en y laissant brûler des charbons, le fait malheureusement employer par ceux qui sont entraînés à attenter à leurs jours; on le choisit par la persuasion où l'on est qu'il amène une mort certaine

et douce; mais il paraîtrait au contraire que ce gaz produit la mort avec les douleurs les plus vives; ce serait, d'après quelques expériences, l'*oxide de carbone* (autre combinaison du carbone avec l'oxigène) qui aurait la propriété de faire cesser la vie par la transition d'un sommeil paisible.

Précautions à prendre contre l'acide carbonique. — Comme il est invisible, on ne peut juger de sa présence que par les effets dont il est capable. Or, si avant de descendre dans un puits, par exemple, on y plonge préalablement une chandelle allumée, et qu'elle soit éteinte subitement, on est sûr que ce puits contient du gaz dangereux, et qu'on serait asphyxié en y descendant; on peut dans ce cas enlever l'acide carbonique en jetant au fond du puits de la chaux divisée, jusqu'à ce que la chandelle y brûle comme dans l'air : la chaux absorbe l'acide.

Les caves, dans certains quartiers de Paris, se remplissent quelquefois d'acide carbonique; il en est résulté des accidens graves. On pourrait aussi les éviter en faisant boucher avec soin les fentes des murs, et en tapissant ceux-ci de couches de chaux hydraulique.

Usages de l'acide carbonique. — Il facilite considérablement le travail de la digestion chez les per-

sonnes dont l'estomac est faible ; c'est pour cela qu'elles font usage des eaux gazeuses de Seltz, de Vichy, etc.

M. Darcet, un des chimistes actuels les plus renommés, a imaginé, à la suite d'une indisposition personnelle, des pastilles qui portent son nom, et qui, introduites dans l'estomac, y produisent une source d'acide carbonique. Elles peuvent ainsi, jusqu'à un certain point, remplacer les eaux gazeuses.

L'habitude où l'on est d'offrir différentes espèces de fromages dans les desserts, provient sans doute, en partie, des effets de l'acide carbonique qui se trouve combiné dans le fromage avec divers autres produits de la fermentation caséeuse.

IV.

DE L'EAU.

Depuis Aristote jusqu'à la fin du dix-huitième siècle, l'eau a été considérée comme un corps simple, comme un *élément*; notre langage même, dans ses formes poétiques, en porte encore l'empreinte, et l'on dit en parlant de la mer en courroux : « *Le terrible élément !!* »

Cependant l'eau est un *composé* formé de deux gaz : l'*oxigène* et l'*hydrogène*.

Ce résultat, qui n'a pour nous aujourd'hui rien d'étonnant, ne fut pas accueilli sans résistance; car la tradition des siècles, les principes enseignés dans toutes les écoles, avaient enraciné dans les esprits même les plus distingués, des habitudes de croyance difficiles à détruire.

Mais avant d'ajouter d'autres détails, il est bon que nous fassions connaissance avec l'*hydrogène*.

Gaz hydrogène.

Ce gaz, dont le nom vient du grec et signifie « générateur de l'eau, » fut d'abord appelé *air in-*

flammable, parce qu'en effet il brûle avec flamme. C'est le plus léger et le plus subtil de tous les gaz; il peut passer au travers des vessies et du liége; si on le met dans un vase fêlé, susceptible malgré sa fissure de retenir tout autre fluide aériforme, il se tamise au travers. — Il pèse quatorze fois et demie moins que l'air, et c'est pour cela qu'il est destiné à gonfler les ballons : on conçoit qu'une enveloppe mince, imperméable, remplie d'hydrogène, pesant moins que tout le volume d'air dont elle tient la place, fera des efforts pour s'élever, de même qu'un bouchon de liége retenu sous l'eau avec la main remonte à la surface dès qu'on l'abandonne à lui-même.

La détermination des caractères qui distinguent l'hydrogène est due au chimiste anglais Cavendish, qui consigna ses premières recherches dans la grande collection des *Transactions philosophiques*, 1766 et 1767.

Cavendish, dont le nom se place parmi ceux des savans du premier ordre, est mort seulement en 1810; l'Institut de France l'avait reçu au nombre de ses huit associés étrangers. C'était le second fils du duc de Devonshire. A peu près déshérité comme cadet, se souciant fort médiocrement des emplois élevés que sa naissance pouvait lui

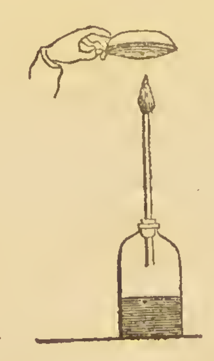
faire obtenir, il se livrait uniquement à l'étude des sciences, lorsqu'un oncle revenu de ses courses, un véritable *oncle d'Amérique*, prit à cœur de réparer le tort que le droit d'aînesse causait à son savant neveu, et lui légua trois cents mille livres de rentes ; première origine de la fortune de Cavendish, dont la succession s'est élevée à trente millions de francs ! — Cavendish dépensait beaucoup pour l'avancement des sciences, mais très peu pour lui-même. Sa manière de vivre était fort originale. « Tout allait chez lui, dit M. Biot, par des lois presque aussi constantes que celles des corps célestes ; tout y était réglé d'avance par des formules si exactes, qu'il n'avait jamais besoin de s'en occuper. Ses habillemens ne changeaient jamais de forme, de couleur, ni de matière ; il était constamment vêtu de drap gris, et l'on savait d'avance par l'almanach quand il fallait lui faire un habit neuf. »

Cavendish obtint l'hydrogène en dissolvant du *fer* ou du *zinc* dans de l'acide sulfurique étendu d'eau. C'est encore le procédé que l'on suit aujourd'hui, on met dans un flacon des fils de fer, de l'eau et de *l'acide sulfurique*; on aperçoit bientôt une multitude de bulles de gaz qui s'échappent du sein du liquide : ce sont des bulles d'hydrogène; on attend

qu'elles aient chassé tout l'air du flacon, et si l'on ajuste ensuite à ce dernier un tube mince, effilé au bout, on pourra présenter une allumette enflammée à l'extrémité, et le gaz brûlera. Cet appareil se désigne quelquefois sous le nom de *lampe philosophique*; la figure ci-dessous en donne une dée. — Le produit de cctte combustion, de cette flamme qui vacille au bout du tube... c'est de l'eau !

Découverte de la composition de l'eau.

En octobre 1776, deux chimistes français, Macquer et Sigaud de Lafont, étudiant les propriétés de l'hydrogène, furent curieux de connaître l'es-



pèce de *suie* que donne ce gaz en brûlant. — On sait que les flammes produisent une fumée, et que si l'on met au-dessus d'elles une assiette, par exemple, il s'y forme un dépôt noir qui n'est autre

chose que la *suie*; Macquer et Sigaud de Lafont placèrent donc une soucoupe de porcelaine au-dessus de la flamme du gaz hydrogène, et ne tardèrent pas à observer qu'au lieu de suie la soucoupe se couvrait de gouttelettes d'eau pure. Ces deux chimistes n'attachèrent pas à ce fait toute l'importance qu'il méritait; c'était pourtant la première fois qu'on remarquait la formation de l'eau.

Dans l'été de 1781, Cavendish imagina le premier de brûler l'hydrogène avec de l'oxigène pur, et observa que l'eau obtenue de cette manière avait précisément autant de poids que l'hydrogène et l'oxigène employés. Il en conclut avec raison que l'eau est formée par la combinaison de ces deux gaz.

Cavendish, par cette expérience, est donc bien réellement de tous les chimistes celui qui a le premier découvert la composition de l'eau; cependant ce ne fut que quatre ans après environ, le 15 janvier 1784, qu'il fit connaître officiellement à la Société royale de Londres les résultats auxquels il était arrivé.

En 1783, Lavoisier ignorant, à ce qu'il paraît, les travaux du savant anglais, forma directement une assez grande quantité d'eau; ce fut alors seulement qu'il apprit de la bouche même du docteur Blagden, depuis secrétaire de la Société royale

de Londres, l'expérience encore inédite de Cavendish.

Au même moment pour ainsi dire, à Mézières, Monge, sans se douter de ce qui se passait ailleurs, arrivait à des résultats aussi concluans que ceux de Cavendish et de Lavoisier, et en fit bientôt part à son ami Vandermonde, dans une lettre que celui-ci lut à l'Académie des sciences.

Nos lecteurs nous pardonneront les détails dans lesquels nous entrons à l'occasion des faits importans qui ont fondé la chimie actuelle, et auxquels plusieurs savans sont arrivés à la fois. — Lorsque le temps approche où une vérité doit prendre sa place parmi les connaissances humaines, on remarque qu'une sorte de lueur instinctive la précède, plane dans l'air, et descend à la fois sur plusieurs têtes. Aussi rencontre-t-on toujours quelque mystère autour de l'origine des grandes découvertes, et ne peut-on, avec une certitude parfaite, assigner à chacun de ceux qui y ont concouru la part qui lui est due. — Il est ordinairement plus facile de reconnaître celui qui a développé la vérité nouvelle, qui lui a assigné sa valeur, qui l'a popularisée, qui en a été enfin le protecteur et le patron. C'est Lavoisier qui a joué ce rôle pour la composition de l'eau; en vérité, c'était lui, auteur de la théorie mo-

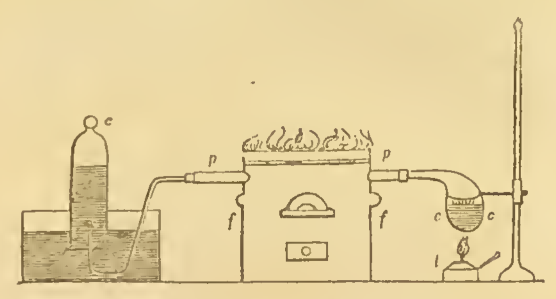
derne, qui pouvait, plus que personne, voir les conséquences de cette découverte et l'appui qu'elle devait fournir à ses idées.

Synthèse et analyse de l'eau. — Toutes les expériences dont nous avons parlé avaient pour but de *composer* l'eau, de la former de toutes pièces avec l'oxigène et l'hydrogène, d'en faire la *synthèse*, en un mot. Il restait, pour lever tous les doutes, pour couper court à toute objection, à montrer que l'on peut retirer de l'eau ses deux élémens gazeux, à faire son *analyse* : cette dernière opération fut exécutée au mois de juillet 1783, par Lavoisier et un autre savant du plus grand mérite, Meusnier, le même qui fut tué en défendant Mayence contre l'armée prussienne, en 1792.

Meusnier et Lavoisier dirigèrent un courant de vapeur d'eau sur du fil de fer placé dans un tube de porcelaine, chauffé lui-même au rouge par le moyen d'un fourneau. Au bout d'un certain temps, le fil devint terne, facile à réduire en poussière entre les doigts ; c'était de *l'oxide de fer*, combinaison du fer et de l'oxigène ; d'une autre part, il se dégagea du tube de porcelaine beaucoup d'hydrogène pur qui fut recueilli. — La vapeur d'eau fournit de la sorte de l'oxigène qui fut retenu par le fer, et de l'hydrogène libre ; elle ne donna pas autre chose : on put donc

conclure avec certitude que l'eau est formée de ces deux gaz.

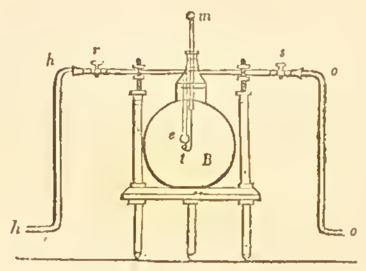
Voici la représentation de l'appareil avec lequel fut faite l'analyse de l'eau.



c c Petite cornue en verre contenant de l'eau que l'on fait bouillir au moyen d'une lampe à esprit-de-vin *l*; la vapeur d'eau passe dans le tube de porcelaine *pp*, contenant du fil de fer; le fourneau *ff* chauffe au rouge le tube de porcelaine. Le gaz hydrogène sort du tube de porcelaine, et va, par un tube en verre, se dégager sous forme de bulles dans l'éprouvette *e*; ces bulles de gaz remplacent peu à peu, à cause de leur légèreté, l'eau dont l'éprouvette était primitivement remplie.

C'était un fait si intéressant alors, si neuf, si curieux, de former l'eau avec deux corps invisibles, que l'expérience *synthétique* fut encore répétée à diverses reprises par les savans. Nous nous bornerons à indiquer ici celle qui dura le plus long-temps, et dans laquelle on forma le plus d'eau : ce furent les chimistes

Fourcroy, Seguin et Vauquelin, qui l'entreprirent le 13 mai 1790; elle dura sans relâche pendant 185 heures, et produisit un demi-litre d'eau parfaitement pure; il paraît qu'elle fut déposée au Muséum d'histoire naturelle de Paris, où on la garde encore. — Voici la partie principale de l'appareil dont on se servit.



h h tube communiquant avec un réservoir ou gazomètre plein d'hydrogène. *o o* tube communiquant avec un réservoir plein d'oxigène. Quand les robinets *r s* sont ouverts, les tubes *h h*, *o o* communiquent avec le ballon B. — On commence par remplir ce ballon d'oxigène, puis on ouvre le robinet *r*; l'hydrogène arrive alors par le tube *h h*, qui vient se terminer seulement à la petite boule *e*, d'où le gaz sort par un très petit trou. En même temps que l'hydrogène arrive en présence de l'oxigène, une machine électrique en mouvement donne des étincelles à l'extrémité *m* de la tige de cuivre *m t*; ces étincelles se répètent entre les petites boules *e* et *t*, et enflamment le jet d'hydrogène qui sort de *e*. — Bientôt on voit l'eau ruisseler sur le ballon.

On s'est assuré que pour réduire en eau un litre, par exemple, d'oxigène, il faut le combiner avec deux litres d'hydrogène ; qu'en décomposant l'eau, il vient toujours un volume d'hydrogène double de celui qu'occupe l'oxigène.

V.

PHÉNOMÈNES DE LA COMBUSTION.

Le mot *combustion* s'applique particulièrement à l'acte par lequel un corps s'unit à l'oxigène; le corps lui-même jouissant de cette propriété reçoit le nom de *combustible.*—Autrefois on entendait par *combustion* le simple phénomène que présente une substance lorsqu'elle brûle, c'est-à-dire la manifestation de la lumière et de la chaleur; mais on ignorait complètement l'analyse de la plupart des faits qui accompagnent cette manifestation, soit comme cause, soit comme résultat.

Boyle, chimiste anglais, a le premier montré, en 1672, que, *sans air*, on ne pouvait produire ni entretenir la flamme; mais sa découverte était demeurée stérile, et c'est à Lavoisier que l'on doit d'avoir rattaché au fait général de la *combustion* presque tous les phénomènes que présente la chimie. Ainsi, d'après les expériences et les démonstrations de cet illustre savant, on a su que le feu de nos foyers est

produit par la *combustion* du bois, c'est-à-dire par la combinaison de l'oxigène de l'air avec les élémens combustibles du bois; que la flamme de nos bougies, de nos chandelles, de nos lampes, est produite par la *combustion* de la cire, du suif, de l'huile; que l'eau peut être formée par la *combustion* de l'hydrogène, comme l'acide carbonique par la *combustion* du carbone, comme l'acide sulfureux par la *combustion* du soufre. On a su encore que les produits obtenus par la calcination des métaux à l'air, produits appelés autrefois *chaux métalliques* et maintenant *oxides*, étaient le résultat de la *combustion* des métaux.

On devine aisément quelle unité et quelle simplicité la découverte du fait général de la *combustion* dut établir au milieu des faits si variés et si compliqués dont s'occupe le chimiste; on vit *la science*, pour nous servir de l'énergique expression de Macquer, *d'enfant qu'elle était il y a deux jours, se trouver tout-à-coup dans une crise incroyable, et se transformer en un colosse.*

La chaleur se produit dans toute combinaison chimique. — De nos jours encore la chimie est presque totalement basée sur le fait de la combinaison de l'oxigène avec les autres substances simples; mais on a reconnu que les phénomènes de la com-

bustion, c'est-à-dire : « *la manifestation de la lumière et de la chaleur*, » accompagnent aussi des combinaisons dans lesquelles il n'y a pas un atome d'oxigène; ainsi, par exemple, un fil de fer rouge placé dans le gaz verdâtre qu'on retire du sel de cuisine (le *chlore*), peut produire une incandescence et une chaleur des plus vives en se combinant avec ce gaz, et présenter en réalité toutes les apparences de la combustion d'un fil de fer dans l'oxigène.

On a été conduit ainsi à poser ce principe : que la production de la chaleur a lieu dans toute espèce de combinaison; et il est admis qu'en général cette chaleur est insensible si la combinaison s'effectue lentement, tandis qu'elle devient très forte si la combinaison est rapide.

Lorsque la chaleur est trop faible pour qu'il y ait incandescence, elle reçoit le nom de *chaleur obscure*. Il y a chaleur obscure quand on délaie de la chaux vive avec de l'eau. — A un degré plus élevé la chaleur est accompagnée de *lumière;* mais suivant qu'elle est plus ou moins forte, les apparences lumineuses sont variables.

Voici les noms sous lesquels on désigne les divers états de chaleur lumineuse, en commençant par le plus faible : *rouge-brun*, *rouge-cerise*, *rouge-vif*, *rouge-rose*, *rouge-blanc*, *chaleur blanche*.

De la flamme. — La flamme ne saurait avoir lieu sans la production d'un gaz : ainsi, le charbon pur ne brûle jamais avec flamme, tandis que le bois éprouvant par la première application de la chaleur une décomposition, il s'en dégage un gaz combustible (*hydrogène carboné*) qui prend feu et produit la flamme de nos foyers:

L'hydrogène carboné est formé d'hydrogène et de carbone, comme on le devine par le nom; c'est lui dont la belle flamme blanche contribue, le soir, à l'embellissement des magasins, des passages et des lieux les plus fréquentés à Paris; nous allons en parler avec quelques détails.

Gaz d'éclairage.

C'est un ingénieur français nommé Lebon qui eut, en 1786, l'idée d'employer à l'éclairage les gaz provenant de la distillation du bois, c'est-à-dire les gaz que donne le bois lorsqu'on le chauffe à une chaleur de 4 ou 500 degrés dans un vase clos; Lebon avait aussi indiqué la houille comme pouvant remplacer le bois avec avantage. — Ce fut en 1806 seulement qu'un Anglais, M. Murdoch, éclaira ainsi pour la première fois les ateliers du célèbre Watt; le gaz d'éclairage fut appelé *gaz-light*, en anglais, ou *gaz-lumière*; il est généralement connu en France sous le nom seul de « *gaz* », et son usage

est répandu dans les grandes villes du continent européen.

Le gaz n'étant que de l'hydrogène carboné, on peut se le procurer avec tous les corps qui contiennent de l'hydrogène et du carbone dans des proportions convenables; tels sont les huiles, les graisses, les résines, et surtout la houille ou charbon de terre, qui est du charbon imprégné de bitume.

Fabrication du gaz. — Pour obtenir le *gaz*, on emploie le plus souvent la houille, que l'on soumet à une forte chaleur dans des vases en fonte (*retortes*). Le gaz se dégage et se rend par des tuyaux sous une grande cloche en tôle vernie (*gazomètre*); c'est un réservoir d'où on le dirige avec facilité sur tous les points qu'on veut éclairer.

La distillation de la houille donne lieu à plusieurs produits : il reste d'abord dans les retortes du *cock*, ou charbon privé de bitume, qui par cette raison, rentre à peu près dans la classe du charbon ordinaire et ne donne plus de flamme lorsqu'on le met au feu. Il se forme aussi du *goudron*, que l'on recueille dans un réservoir particulier et qu'on livre au commerce; enfin il se produit des gaz en grand nombre, dont le plus abondant est l'hydrogène carboné, ou notre gaz d'éclairage; mais il est mélangé avec de l'acide carbonique,

de *l'oxide de carbone* (qui diffère de l'acide carbonique en ce qu'il a moins d'oxigène), de *l'ammoniaque*, connu autrefois sous le nom d'*alcali volatil*, de l'*hydrogène sulfuré*. Ce dernier gaz, composé d'hydrogène et de soufre, est un acide infect. L'ammoniaque a aussi une odeur très forte.

On cherche par des épurations répétées à enlever ces substances malsaines ou mal odorantes, nuisibles à la combustion, avec lesquelles le gaz est mélangé; l'on y parvient en grande partie en le faisant passer au travers de deux liquides épurateurs différens : le premier est une bouillie claire de chaux qui absorbe l'acide carbonique et l'hydrogène sulfuré; le second est de l'eau contenant une faible quantité d'acide sulfurique, qui arrête l'ammoniaque au passage et forme un produit appelé *sulfate d'ammoniaque*. Cependant les lavages ne donnent pas encore toute la pureté désirable au gaz, dont l'odeur est quelquefois très forte quand il s'échappe des becs sans brûler, comme chacun a pu le vérifier dans les passages et autres lieux publics.

L'hydrogène carboné brûle par le moyen d'un bec à double courant d'air, afin que tout l'hydrogène et tout le carbone, bien enveloppés de l'oxigène de l'air, puissent se combiner avec lui et donner la plus belle flamme possible. L'hydrogène

brûle le prcmicr, et dans le même moment il abandonne le carbone, qui retombe alors dans la flamme en poudre imperceptible; ce carbone, excessivement divisé, est porté au rouge-blanc par la chaleur énorme que développe la combustion dc l'hydrogène, et e'est là ce qui donne à la flamme sa blancheur éelatante; bientôt le carbone sc combine lui-même avee l'oxigène pour former de l'acide carbonique. — On prouve, en faisant brûler de l'hydrogène tout seul, que l'éclat dc la flamme est dû à la poudre de carbone qui se dépose sans cesse; car on n'a dans cette dernière expérience qu'une flamme très pâle, bien que la chalcur soit peu différente dc celle que donne la combustion du gaz-light.

Il est à rcmarquer que l'on n'éelaire pas avec le gaz les magasins où se vendent les tissus aux couleurs les plus fraîches et les plus délieates; eela tient à ce gaz infect, à eet hydrogène sulfuré dont on ne peut se débarrasscr entièrement : sa déeomposition produit des effets nuisibles en altérant les couleurs.

Voiei ee qui se passe :

Lorsque l'hydrogène sulfuré brûle, son hydrogène se combine avec l'oxigène de l'air et forme de l'eau, nous savons déjà eela; le soufre se combinc de même avec l'oxigène, et produit le gaz suffocant connu sous le nom d'*acide sulfureux.*

Cet acide sulfureux a la propriété de détruire les couleurs, si bien qu'on l'emploie à blanchir les laines et les soies ; on conçoit donc que, mis en contact, même en quantité très petite, avec des étoffes précieuses, il pourrait en ternir l'éclat.

Le gaz-light impur peut aussi produire des effets très fâcheux dans une réunion où se trouveraient des personnes fardées; l'hydrogène sulfuré qu'il contient va attaquer, sur le visage, le *bismuth* (métal qui entre dans le blanc de fard), et forme avec lui un composé des plus noirs.

La flamme du bois, comme nous l'avons dit, la flamme de la houille, ne sont autre chose qu'une combustion de gaz hydrogène carboné provenant de la décomposition de ces matières. Les bougies, les huiles, les chandelles, etc., ne donnent de la lumière que par la décomposition continuelle des parties grasses fondues par la chaleur, qui montent sans cesse dans la mèche. Par exemple, j'approche une allumette enflammée de la mèche d'une bougie ; qu'arrive-t-il ? La petite portion de cire qui se trouve dans la mèche est décomposée ; il se forme une petite quantité de gaz : celui-ci est entouré d'air et se trouve porté à une haute température par la chaleur de l'allumette ; il se combine donc avec l'oxigène, et cette combinaison produit de la flamme. Mais la chaleur

qu'a développée la mèche en brûlant fond une petite partie de la cire environnante : cette cire fondue monte dans la mèche, et se décompose à son tour en gaz, qui brûle encore ; cela se continue indéfiniment jusqu'à ce que toute la cire soit épuisée, ou bien jusqu'à ce qu'on souffle sur la flamme pour l'éteindre. — Le souffle ayant pour effet de verser plus d'oxigène sur la flamme, il semblerait au premier abord que, loin d'être éteinte, elle devrait grandir. Cela arriverait en effet si le souffle n'envoyait pas une trop grande quantité d'air à la fois ; mais tout cet air passant rapidement sur la flamme enlève au gaz la chaleur nécessaire pour brûler.

Chalumeau. — Si, au lieu de souffler avec la bouche seule, on souffle avec un tuyau terminé par une mince ouverture, l'air sortira en un jet exigu et rapide, et traversant le gaz qui s'échappe continuellement de la mèche, il l'entraînera en développant une flamme vive : on aura un *chalumeau.*

C'est un instrument très employé dans divers arts; il est indispensable aux chimistes et surtout aux minéralogistes. Par son utile secours on reconnaît si un corps est fusible, s'il peut se combiner avec certains réactifs, s'il se décompose à la chaleur, etc., etc. Il sert, de la sorte, à étudier les caractères principaux d'une substance et à donner à un homme exercé des indications précieuses, suffisan-

tes souvent pour déterminer la nature d'un composé. Les bijoutiers, les essayeurs de monnaies, y



Chimiste soufflant au chalumeau.

ont à chaque instant recours pour faire des soudures, des essais, etc.

Le chalumeau que nous avons représenté donne sans doute une très haute chaleur, mais il ne suffit pas pour fondre certaines substances, autrefois réputées infusibles ou réfractaires, parce qu'elles résistaient aux plus violens feux de forge; il est cependant intéressant, pour la science chimique, de

fondre tous les corps afin d'en mieux connaître les propriétés. On y parvient au moyen du *chalumeau à gaz hydrogène*. Voici en quoi consiste cet instrument :

On introduit dans une vessie un volume d'oxigène et un volume double d'hydrogène : soit un litre du premier et deux litres du second. On conduit ce mélange gazeux dans un réservoir convenable, d'où on le laisse ensuitc éehapper par une petite issue au moyen d'un robinet ; il s'établit un jet que l'on enflamme ; on obtient de la sortc la ehaleur la plus violentc que la chimie puisse produire ; e'est par èllc qu'on est parvenu à fondre le *platine*. On a fondu de mêmc la porcelaine dure, le grès, la chaux, la silice ou sable pur, etc.

L'expérience demande beaucoup de précautions ; car si, par malheur, on introduisait une étineelle dans le mélange, la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène serait instantanée ; il y aurait une détonation violentc qui lancerait les éclats de l'appareil avec assez de force pour blesser ou tuer l'expérimentateur. D'après eela on se demandera comment il se fait que la flamme du bec n'entre pas dans l'intérieur de l'appareil. Cela arriverait en effet, si l'on n'interposait dans le tuyau, de distanee en distance, des toiles métalliques dont il va être question.

Gaz calci-oxi-hydrogène,

On a fait à Londres une découverte de la plus haute importance au sujet de l'éclairage: elle consiste à exposer un globule de chaux à la combustion des gaz oxigène et hydrogène. la lumière ainsi produite ressemble à des rayons solaires concentrés dans le foyer d'un reflecteur circulaire ou parabolique.

On a appliqué cette découverte au microscope solaire pour remplacer l'action du soleil, en tout temps et en tout lieu, lors qu'on ne peut pas jouir de la présence de cet astre.

le Lieutenant Drummont, de la marine royale de la grande Bretagne, a immaginé d'employer

cette Lumière, à laquelle on a donné le nom de calci-oxy-hydrogène à l'illumination des phares, à la place des lampes d'Argand et des réflecteurs dont on a coutume de faire usage.

Chaque globule de chaux dont la grosseur est celle d'un gros pois, brule pendant vingt à vingt cinq minutes. on les remplace successivement après leur combustion.

La puissance éclairante de ce nouveau Système est telle, qu'un globule de chaux de trois lignes de diamètre, produit en intensité de lumière, par sa combustion avec l'oxygène et l'hydrogène, autant de clarté que 260. lampes d'Argand ou 2600 Bougies.

on a fait, tout récemment, à ce

Sujet une expérience au Phare de Purfleet, sous la direction du lieutenant Drummont, en présence d'une Commission nommée par les Lords de l'Amirauté. à la distance de quatre lieues, par une nuit très obscure, le phare de Purfleet, vu de Blackwal, présentait par l'emploi de ce nouveau mode d'éclairage, une clarté extraordinaire et éblouissante.

On découvrait parfaitement, — malgré cette grande distance, sur une muraille obscure, des reflets d'ombre qui n'étaient pas visibles auparavant, même avec le secours de sept réflecteurs paraboliques éclairés par des Lampes d'Argand dont l'action était considérablement augmentée par des verres lenticulaires, suivant le nouveau système de Fourier. ____

Dans le mouvement rotatoire des réflecteurs à globules de chaux, on remarquait un effet aussi frappant que beau, c'est que, toutes les fois que le foyer de lumière disparaissait aux yeux des spectateurs, un long courant lumineux s'échappait de l'endroit où la boule éclairante était placée, et illuminait l'horizon à une grande distance. Le globe lumineux faisait le tour de l'horizon, en accompagnant le mouvement rotatoire du réflecteur. Cette nouvelle découverte est du plus grand intérêt pour le progrès des arts

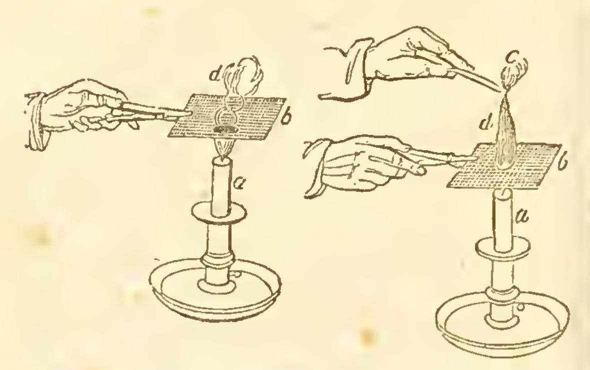
Toiles métalliques, lampes de sûreté pour les mineurs.

Lorsqu'un gaz est en combustion et donne de la flamme, sa température s'élève au-delà de 5 à 600 degrés ; elle peut aller jusqu'à la chaleur blanche : ce qui ne veut pas dire qu'il soit nécessaire de 5 à 600 degrés pour enflammer un gaz, puisqu'il y en a qui s'enflamment d'eux-mêmes à la température ordinaire, comme l'hydrogène *phosphoré* (hydrogène et phosphore). Généralement il suffit de 150 à 200 degrés pour déterminer la combinaison d'un gaz avec l'oxigène, combinaison qui échauffe elle-même le gaz et le porte à 5 ou 600 degrés et au-delà.

On a reconnu que si l'on parvient à refroidir une portion de la flamme du gaz qui brûle, la partie refroidie cessera de brûler. Ce refroidissement se fait très bien avec une toile métallique très serrée qui aurait par exemple cent ouvertures par centimètre carré.

Les meilleures toiles sont celles de fer ou de laiton : lorsqu'on les place dans une flamme de manière à la couper, elles enlèvent une si grande quantité de chaleur au gaz enflammé, que celui-ci, après avoir passé au travers de la toile ne brûle plus, à moins qu'on ne l'allume de nouveau au-dessus du tissu métallique.

Cette propriété des toiles métalliques, de pouvoir ainsi arrêter la flamme, a été utilisée par le célèbre chimiste anglais, sir Humphrey Davy, pour prévenir les explosions du gaz hydrogène carboné qui se



La première figure à gauche représente une bougie *a*, dont la flamme est coupée par une toile métallique *b*; la flamme cesse de brûler au-dessus de cette toile, le gaz *d* passe sans se consumer. — La deuxième figure à droite représente une bougie *a*, dont la flamme est coupée par une toile métallique *b*. Le gaz *d* qui, dans la figure précédente, passe sans brûler, est enflammé ici par une allumette *c*.

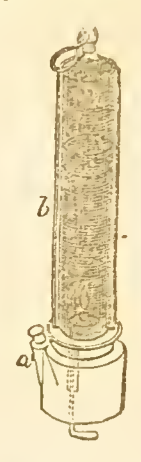
dégage quelquefois en abondance dans les mines de houille, et que l'on y connaît depuis long-temps sous le nom de *feu terrou*, *grisou* ou *brisou*.

Il n'est personne, à Paris surtout, qui n'ait eu l'occasion d'entendre les petites détonations qui se répètent le soir dans les passages, au moment où l'in-

valide allume les becs de gaz; on aura pu voir aussi une flamme bleuâtre qui remplit en même temps le verre ou cheminée dont le bec est enveloppé. Eh bien, cette flamme bleuâtre représente en petit le *grisou*; mais comme, dans la mine, le mélange détonant, formé d'hydrogène carboné et d'air, occupe un volume considérable, si par malheur il vient à être enflammé, l'explosion violente qui en résultera pourra donner la mort à un grand nombre d'ouvriers. Ce n'est pas la chaleur subite de la détonation qui est précisément redoutable; ce qui est bien plus à craindre c'est la vitesse énorme avec laquelle l'air arrive de toutes parts pour combler le vide fait par la combustion de l'hydrogène carboné, combustion qui a réduit en eau, et par suite considérablement diminué tout le volume du mélange détonant. Cette vitesse de l'air, ce *vent* est assez violent pour enlever les malheureux qu'il rencontre sur son passage et les lancer contre les murs de la mine où ils sont écrasés.

Ces accidens arrivent bien plus rarement dans les fosses où se dégage de l'hydrogène carboné, depuis que l'on éclaire les mineurs avec la lampe de sûreté de Davy, qui est enveloppée d'une toile métallique. Lorsqu'on pénètre dans une portion de la mine où se trouve le gaz détonant, on s'en aperçoit au moyen de la lampe, parce que le *grisou* brûle

dans l'intérieur du tissu métallique sans que la flamme puisse se communiquer au dehors.



Lampe de sûreté pour les mines. — *a* petit vase contenant l'huile. — *b* toile métallique environnant la flamme.

L'ouvrier peut travailler sans crainte, lors même que la toile métallique serait portée au rouge par la chaleur de la combustion intérieure; on a remarqué en effet que le fer rouge ne faisait pas détoner le gaz; cependant, pour plus de sûreté, on met autour de la lampe une double enveloppe métallique. Si le feu *grisou* cause encore des malheurs dans quelques mines, c'est qu'on néglige de se munir des lampes de sûreté. Quelquefois aussi les ouvriers mineurs commettent des imprudences qui peuvent leur être fatales; ainsi ils débarrassent la

lumière de son enveloppe métallique pour y voir plus clair, ou bien encore ils penchent la lampe de manière que la flamme approche tout près du tissu pour allumer leur pipe : nombre d'explosions ont été causées par ces négligences.

De la respiration

Tous les animaux qui vivent à la surface de la terre respirent, c'est la condition de leur existence; le phénomène de la respiration s'accomplit au sein des poumons; ceux-ci sont formés par une multitude de petits vaisseaux dont le tissu est si mince que l'air peut le traverser.

Lorsque le sang a parcouru toutes les artères, qu'il est allé porter la vie sur tous les points du corps, il revient au cœur par les veines; de sang artériel ou sang rouge, il est devenu sang veineux, ou sang brun; il est alors surtout chargé de carbone, et il a besoin de s'en débarrasser.

Le cœur, par sa contraction puissante, lance le sang veineux dans les mille petits vaisseaux des poumons, où il est mis au contact de l'air; il se fait là une véritable combustion; le carbone qui est en excès, se combine avec une portion d'oxigène de l'air et forme de l'acide carbonique; une certaine quantité d'hydrogène du sang se combine avec une

autre portion d'oxigène et donne de l'eau. Ces effets étant produits, le sang est redevenu rouge, il est ramené au cœur, d'où il est distribué de nouveau dans toutes les artères pour qu'il aille nourrir et réparer les différens organes; de leur côté, les poumons se contractent et chassent, 1° l'acide carbonique; 2° l'eau qui, dans les temps froids, sort de la bouche en petits nuages blancs; 3° l'azote de l'air, qui n'a pas été employé, et même une autre quantité d'azote, dont le sang s'est débarrassé.—Bientôt ils *inspirent* pour *expirer* encore, et cela perpétuellement tant que dure la vie.

Maintenant le lecteur s'expliquera facilement pourquoi nous ne pouvons rester long-temps dans un lieu fermé, sans renouveler l'air; l'air, en effet, cesse bientôt d'être respirable, à cause de l'acide carbonique que nous jetons continuellement. Cette quantité est énorme; on a calculé qu'un adulte verse dans l'air 650 litres d'acide carbonique par journée de 24 heures. — On a calculé aussi que, par suite de la respiration, un homme émet une livre et demie d'eau dans le même temps.

Le meilleur moyen d'assainir une chambre est d'y faire du feu; l'air, dans ce cas, est sans cesse renouvelé; il en entre continuellement par les fentes et les fissures de l'appartement, pour remplacer celui

qui alimente le foyer, et qui monte ensuite par la cheminée.

Sources de la chaleur animale. — Le phénomène de la respiration produit de véritables combinaisons chimiques ; par suite, il est, chez les animaux, la plus puissante cause de leur chaleur propre, puisque nous savons que toute combustion produit de la chaleur.

Un chimiste français, M. Despretz, a fait des recherches intéressantes sur cette chaleur animale; il en résulte que les neuf dixièmes environ sont produits par l'acte de la respiration; on attribue l'autre dixième aux réactions chimiques qui s'exercent entre les alimens dans l'estomac, au mouvement du sang et aux autres mouvemens des organes; car de ces mouvemens résulte un frottement, et l'on sait que le frottement est une cause de chaleur.

La chaleur propre de l'homme est de 37° environ dans tous les climats, ou du moins les différences sont très faibles; ainsi l'habitant du Groenland et l'Africain ont, à peu de chose près, la même chaleur intérieure. L'homme peut supporter de très grands froids; les habitans des régions boréales, par exemple, vivent une partie de l'année dans une atmosphère de 40° environ au-dessous de glace; mais on ne résiste pas aussi bien aux fortes chaleurs.

La chaleur propre des oiseaux est de 43°; c'est la plus forte dans toute l'échelle animale.

Les poissons ont une chaleur propre un peu plus élevée que celle de l'eau dans laquelle ils vivent; celle-ci contient une petite quantité d'air en dissolution; les poissons la respirent au moyen de leurs *branchies*. Ces organes sont formés par un assez grand nombre de petites lames qui peuvent s'écarter dans l'eau, et présenter ainsi une multiplicité de surfaces, dont tous les points absorbent l'air dissous; c'est ainsi du moins que M. Flourens, secrétaire actuel de l'Académie des sciences, a expliqué la respiration chez les poissons; il en résulte que ces animaux sont asphyxiés lorsqu'on les sort de l'eau, parce que les lamelles des branchies s'affaissant, les points de contact avec l'air sont considérablement diminués.

Les détails précédens sur la respiration montrent toute l'importance de l'atmosphère qui nous environne; si elle venait à disparaître subitement, tout ce qui respire à la surface de la terre périrait au même instant. Notre planète ne pourrait désormais être habitée que par des êtres totalement différens de nous; un froid immense règnerait partout; ce serait un autre monde.

VI.

DU DIAMANT.

Le diamant n'est autre chose que du charbon à son état de pureté la plus parfaite.

Cela est maintenant hors de doute : on fait de l'acier et de l'acide carbonique avec le diamant tout aussi bien qu'avec du charbon.

Les expériences dont le diamant a été l'objet vers l'époque de la rénovation chimique, tiennent de si près aux idées qui surgissaient alors relativement aux phénomènes de la combustion, que nous plaçons ici l'histoire de ce corps.

Cosme III, grand-duc de Toscane, ayant fait soumettre, en 1694, des diamans à la chaleur d'un verre ardent, et François Ier, empereur d'Autriche, ayant plus tard repris ces expériences avec le feu des fourneaux, les chimistes reçurent la nouvelle que les diamans du duc et de l'empereur disparaissaient complètement sans laisser aucune trace. — Ce résultat si remarquable ne fut point de suite admis par les savans ; beaucoup doutaient ; d'ailleurs les expé-

riences étaient coûteuses : tout chimiste n'est pas riche en diamans.

Vers 1769, Darcet, professeur au collége de France, uni d'amitié au comte de Lauraguais, recommença avec ce militaire-chimiste une nouvelle suite de travaux sur les diamans ; il en renferma plusieurs dans des boules de pâte de porcelaine, les exposa à des feux violens, et... les diamans disparurent aussi sans laisser la moindre trace. — Pour le coup, grand émoi dans le monde savant.

Un amateur avait un beau diamant, bien taillé ; il le fait proposer à Macquer pour expérience : jour pris, le 26 juillet 1771, grande compagnie assemblée, le diamant est mis dans une capsule de terre réfractaire et chauffé avec vigueur dans un petit fourneau à vent ; après 20 minutes la curiosité n'y tient pas, on ouvre la porte et on aperçoit le joyau d'un rouge ardent ; on le repousse au fond de la mouffle, et l'on cause encore 30 minutes ; c'était trop : le diamant avait disparu ; procès-verbal fut dressé et copie remise à l'amateur, qui la mit en poche et s'en alla sans son diamant.

Depuis lors, ce fut à qui se donnerait le plaisir, parmi les riches amateurs, d'expérimenter sur les diamans qu'ils possédaient. Mais il y avait de grands incrédules qui se riaient des chimistes ; c'étaient les joailliers, lapidaires et diamantaires. Outre que cette

nouvelle propriété du diamant devait naturellement leur déplaire, comme susceptible d'en déprécier la valeur, ils avaient encore des raisons de métier. Voici ce que c'est : lorsqu'un diamant présentait quelques taches, ils étaient depuis long-temps dans l'habitude de le soumettre à un feu assez fort qui faisait disparaître ou diminuait ces défauts; toutefois ils avaient soin de l'entourer hermétiquement d'une pâte faite avec du charbon pilé, et le diamant résistait parfaitement. — On conçoit cela : le peu d'air qui demeurait alors autour du diamant, s'unissait de préférence au charbon, qui, par son état de division, était plus combustible.

Or donc, une expérience se faisant chez le chimiste Rouelle, M. Leblanc, célèbre joaillier, demande à y assister avec quelques amis, et apporte son contingent; c'était un beau et gros diamant qu'il avait mainte fois éprouvé à sa manière; il propose de le soumettre au feu comme les autres, pourvu qu'il puisse l'accommoder à sa mode.—Bravo ! on accepte. — On pousse le feu, on cuit trois heures durant. — Tous les diamans qui n'étaient pas enveloppés étaient partis depuis long-temps; M. Leblanc retire son creuset... l'ouvre, mais il avait mal entouré son diamant, il n'en restait plus que la place. — Le joaillier quitte aussitôt l'assemblée, accompagné d'un battement de mains de tous les chimistes triomphans.

Ce fut alors une lutte entre les savans et les lapidaires. — M. Maillard se présenta pour prendre la revanche de son confrère; Macquer, à qui nous empruntons ces détails, se trouvait à cette expérience, comme aux autres, chez M. Cadet.

M. Maillard arrive avec trois diamans; il les enveloppe, à sa guise, dans de la poudre de charbon bien pressée, et met le paquet dans une pipe de terre très réfractaire, fermée d'une plaque de fer; on chauffe; quatre heures se passent. Le feu était si violent, que, dans le fourneau, tout était ramolli, déformé, prêt à couler; le joaillier n'avait jamais vu ses diamans soumis à si rude épreuve; il ramassait avec soin les cendres et débris qui tombaient de la grille du fourneau. A ce sujet les chimistes plaisantaient et lui conseillaient de faire ramoner la cheminée, et de chercher bien plutôt dans la suie; ce petit triomphe, dit Macquer, fut aussi court qu'il avait été anticipé, il ne dura tout juste que le temps qu'il fallait pour le refroidissement du creuset de M. Maillard. En effet, on casse la pipe, et l'on retrouve les trois diamans tout aussi sains qu'avant; voici les chimistes confondus à leur tour; mais ce fut pour eux l'occasion d'avancer vers la découverte de la vérité; car ils reconnurent, par une foule d'expériences subséquentes, qu'il fallait que le corps préservateur du diamant fût combustible, sinon que le

diamant souffrait toujours quelque déchet, et se brûlait en totalité ou en partie.

Voilà donc le diamant ôté de la classe des pierres pour être rangé parmi les corps combustibles. Ce fut Lavoisier qui en opéra le premier la combustion au moyen de l'oxigène dans des vases fermés; frappé de l'analogie de ce corps et du charbon, il laissa entrevoir leur identité dès 1792. Plus tard on reconnut que le diamant ne contenait absolument que du carbone, était, en un mot, le charbon à son état de pureté la plus parfaite, comme nous l'avons dit en commençant.

Taille du diamant. — Le diamant était connu des anciens, qui le recherchaient beaucoup, quoiqu'ils ignorassent l'art de le tailler. Les lapidaires romains en employaient la poudre à user et à polir les pierres fines. — La taille du diamant fut inventée, en 1476, par un jeune homme de Bruges, en Belgique, nommé Louis de Berguem, de famille noble et riche. Il s'aperçut que deux diamans frottés l'un contre l'autre se réduisaient mutuellement en poussière; quoique étranger à l'art du lapidaire, il tira un grand parti de son observation, car la taille des diamans n'a pas fait de grands progrès depuis lui.

Le diamant raye tous les corps de la nature et n'est

rayé par aucun; sa dureté n'est donc surpassée par celle d'aucune autre substance. Cette dureté le rend préférable à toute autre matière pour former les pivots des pièces d'horlogerie délicates, qui deviennent alors inaltérables. Il ne faut pas confondre la dureté avec la fragilité; le diamant est fragile, il peut être brisé. Les diamans, appelés *diamans de nature*, que l'on ne peut tailler, sont réservés à l'usage des vitriers, ou bien *pulvérisés* dans un mortier d'acier. Leur poudre s'appelle *égrisée*; on la *délaye* avec de l'huile, et on la met sur une plate forme en acier très doux; on donne à cette plate-forme un mouvement de rotation très rapide, et en appuyant fortement le diamant contre elle on la polit.

On n'emploie aujourd'hui, pour les diamans, que deux tailles, la taille en *rose* et la taille en *brillant*.

Les mines de diamant se trouvent dans l'Inde, aux environs de Visapour et de Golconde, dans l'île Bornéo et dans le Brésil.

On compte le poids des diamans par *carats*; le carat équivaut à 4 grains environ. Ce mot de carat, qui était aussi employé autrefois pour indiquer le titre de l'or, nous vient du nom d'une plante d'Afrique appelée *cuara*; ses graines servent aux habitans du pays des Shangallas, pour peser l'or, dont ils font un grand commerce.

Nous terminerons ces détails en citant les diamans les plus renommés.

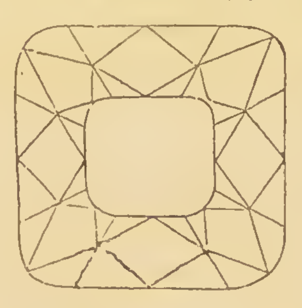
Celui du Raja de *Matun* à Bornéo pèse 300 carats (plus de deux onces); il est le plus gros que l'on connaisse.

Celui de l'empereur du Mogol pèse 279 carats; il fut estimé 11 millions par Tavernier.

Celui de l'empereur de Russie, acheté en 1772, pèse 193 carats; il fut payé 2 millions 250,000 fr., et 100,000 fr. de pension viagère.

Celui de l'empereur d'Autriche pèse 139 carats; on l'évalue 2 millions 600,000 fr.

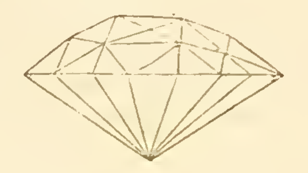
Le diamant de la couronne de France, dont on voit ici la face en grandeur naturelle, pèse 136 carats;



on le connaît sous le nom de *Pitte* ou du *régent*, parce qu'il fut acheté durant l'enfance de Louis XV, par le régent, à un Anglais nommé Pitte. Il fut payé 2 millions 500,000 fr.; les connaisseurs l'estiment au double; il pesait 410 carats avant d'être taillé,

mais il a été grandement réduit ; sa forme est en brillant, elle a coûté deux années de travail.

Nous donnons encore ici la vue de profil, et en grandeur naturelle, d'un autre diamant célèbre appartenant à la couronne de France : c'est le *sancy*, du poids de 55 carats.



Tous les beaux diamans que nous venons de citer ont été tirés des mines de l'Inde ; le plus considérable qu'on ait trouvé au Brésil ne pèse que 95 carats ; il n'a jamais été taillé ; il appartient à la couronne de Portugal.

VII.

DE L'EAU DE MER.

Nous consacrons maintenant un chapitre à l'*eau de mer*, d'abord parce que nous compléterons ainsi les notions chimiques qui ont été données sur l'eau en général, et ensuite parce que cela nous fournira l'occasion d'étudier des substances nouvelles, telles que le *chlore*, l'*iode*, le *brôme*, etc.

On est bien vite convaincu, en goûtant l'eau de mer, qu'elle diffère beaucoup de l'eau de nos sources, de nos rivières; à son goût salé et nauséabond, on prévoit, sans être chimiste, qu'elle doit contenir,

en dissolution, plusieurs substances différentes; en effet, les analyses ont montré que:

100 parties d'eau de mer contiennent généralement:	Sel marin.	2,50 (1).
	Chlorure de magnésium. . . .	0,35 (2).
	Sulfate de magnésie.	0,58 (3).
	Carbonate de chaux et carbonate de magnésie.	0,02 (4).
	Sulfate de chaux.	0,01 (5).
	Eau pure.	96,54.

Outre ces substances, dont les proportions varient, on en trouve encore d'autres en petite quantité, telles que l'*iodure de potassium* (combinaison d'*iode* et de *potassium*), le *bromure de magnésium*, etc.

Les corps étrangers que contient l'eau de mer, la rendent impropre à presque tous les usages de l'eau ordinaire; quand on navigue, elle ne peut guère servir qu'à laver le pont des bâtimens et les hamacs de l'équipage. En cas d'incendie, elle est préférable à l'eau pure pour éteindre le feu, car les substances salines qu'elle tient en dissolution, restant sur les

(1) C'est lui que nous employons pour nos alimens.

(2) Combinaison de *chlore* et de *magnésium*.

(3) Acide *sulfurique* et *magnésie*; la magnésie est un oxide de *magnésium*.

(4) Acide *carbonique* et *chaux*; acide *carbonique* et *magnésie*.

(5) Acide *sulfurique* et *chaux*.

parties enflammées, après que l'eau pure a été évaporée par la chaleur, les préservent du contact de l'oxigène, et opposent ainsi à la combustion un obstacle de plus que l'eau douce.

Distillation de l'eau de mer.— L'eau de mer étant impropre à la boisson, à la cuisson des légumes et des viandes, à la dissolution du savon qu'elle décompose, on a toujours à bord une provision d'eau fraîche; il ne serait pas impossible, cependant, par une distillation sagement ménagée, de rendre l'eau de mer tout-à-fait pure. On a proposé, dans ce but, plusieurs appareils, tant en France qu'en Angleterre; mais la petite quantité d'eau douce que l'on peut obtenir, eu égard à la grande quantité de combustible qu'il faudrait embarquer pour l'opération, empêche que l'emploi de ces appareils soit adopté dans les usages ordinaires.

Nos lecteurs se rendront facilement compte de la distillation; il n'en est aucun qui n'ait remarqué une fumée blanchâtre à la surface d'un vase d'eau bouillante; cette fumée n'est autre chose que de la vapeur d'eau qui se dégage par l'effet de la chaleur; or cette eau en vapeur est parfaitement pure et douce, quoique celle du vase puisse être très salée; il suffit donc, 1° de faire bouillir l'eau de mer; 2° de recueillir la vapeur dans des vases clos, où, se re-

froidissant, elle reparait à l'état liquide. Tous les corps étrangers qui étaient mêlés avec l'eau pure dans l'eau de mer restent dans le vase où l'on opère l'ébullition.

On renferme dans des caisses en fer l'eau douce qui doit servir à la consommation de l'équipage et des passagers; elle se maintient de la sorte parfaitement fraîche. Il y a peu d'années qu'on a adopté cette disposition dans la marine militaire; on employait auparavant, et les petits bâtimens du commerce emploient encore des tonneaux ordinaires, où l'eau devient infecte. C'était vraiment une souffrance horrible, surtout sous le soleil des pays chauds, que de boire cette eau si puante et d'un goût si repoussant.

Autrefois on prévenait un peu la décomposition de l'eau en charbonnant l'intérieur des tonneaux qui la contenaient; mais ce n'était qu'un faible palliatif.

La propriété désinfectante du charbon tient à ce qu'il est susceptible d'absorber une grande quantité de gaz. Il s'empare des gaz et des miasmes provenant de la fermentation putride, mais il ne peut le faire que pour une quantité limitée, de sorte que lorsqu'il a pris tout son contenant, lorsqu'il est *saturé*, les miasmes ne tardent pas à se répandre dans l'eau, et à la rendre insupportable.

Sel marin.

En parlant des corps étrangers que l'eau de mer tient en dissolution, nous avons nommé plusieurs substances qui méritent une attention particulière. En tête se trouve le *sel marin* ou sel commun, employé à l'assaisonnement de nos mets.

Si l'on examine bien le sel avant qu'il soit réduit en poudre fine, on verra que tous ses grains ont la même forme : celle d'un dé à jouer ; cette forme s'appelle en géométrie un *cube* ; aussi l'on dit que le sel marin cristallise en cubes. — Que l'on prenne quelques petits cristaux bien nets de sel, et qu'on les mette dans de l'eau très salée, ils pourront acquérir un très grand volume au bout d'un certain temps, surtout si l'on a soin de les retourner souvent pour les faire grossir également sur toutes les faces.

En jetant du sel cristallisé en grains sur des charbons ardens, il *décrépite* : l'humidité qui se trouve entre les lames très fines des cristaux se réduit, au contact du feu, en vapeur, dont la force expansive brise le sel et le lance en éclats avec un petit bruit ; c'est une sorte d'explosion.

Le sel marin s'obtient de plusieurs manières : soit en évaporant l'eau de la mer dans des marais salans, réservoirs de peu de profondeur et d'une

grande étendue en superficie, où ce sel se dépose en quantité; soit en faisant passer l'eau retirée des puits salans au travers de fagots qui, la divisant en une multitude de petites gouttes, lui font subir une première évaporation et la préparent à être complètement évaporée dans des chaudières. Le premier procédé se pratique sur les bords de la mer, où il y a des terrains de peu de valeur agricole; le second se pratique dans l'intérieur des terres où se trouvent des puits salans; ces puits proviennent des eaux souterraines qui ont séjourné dans les mines de sel dont les premières couches de notre globe recèlent une grande abondance, et que l'on désigne sous le nom de sel *gemme*. — Il existe des mines où le sel est à un tel état de pureté, qu'il peut être immédiatement livré au commerce.

Le sel gemme ne décrépite pas au feu : quelquefois il décrépite dans l'eau par suite d'un gaz particulier (*hydrogène carboné*) qu'il tient condensé dans de petites cavités, et qui fait explosion lorsque l'eau, dissolvant son enveloppe, en diminue la résistance.

Les peuplades sauvages prennent leur sel dans le creux des rochers où le vent a porté de l'eau de mer qui s'est ensuite évaporée au soleil.

Le sel qu'on retire des eaux de la mer ou des mines résulte de la combinaison de deux corps, dont l'un est gazeux, c'est le *chlore*, et dont l'autre est solide,

c'est le *sodium;* en sorte que le sel est un *chlorure de sodium.* Nous allons parler de tous les deux.

Sodium.

Il est mou comme la cire. On le retire d'une substance connue depuis long-temps dans le commerce sous le nom de *soude*, qui, jusqu'en 1807, n'avait pu être décomposée. A cette époque le célèbre chimiste anglais Humphry Davy trouva que la soude était composée d'oxigène et d'un corps présentant un bel éclat métallique qu'il appela *sodium.* — Nos lecteurs trouveront à l'article *potassium*, métal présentant avec le sodium les caractères d'une véritable confraternité, des détails sur cette mémorable découverte qui a produit dans la chimie des succès inespérés.

Chlore.

Le chlore a été découvert en 1774 par le chimiste suédois Schéele. On le regardait comme un acide composé, jusqu'à l'époque où MM. Gay-Lussac et Thénard firent des expériences qui amenèrent à regarder ce gaz comme un corps *simple.* De ce moment, on l'appela *chlore*, qui, en grec, signifie *vert :* telle est, en effet, la couleur du chlore.

Préparation du chlore. — Pour le préparer, on

fait un mélange de peroxide de manganèse (combinaison d'oxigène et du métal nommé *manganèse*), d'acide *hydrochlorique* (combinaison de chlore et d'hydrogène); ces deux substances se trouvent très facilement et à bon marché dans le commerce. Le mélange mis dans une cornue, et chauffé graduellement, laisse dégager du chlore.

Le chlore respiré en très faible quantité n'a pas une odeur désagréable et n'est pas dangereux; mais il faudrait se garder d'en respirer plusieurs bulles pures; on pourrait en être victime. En effet, le chlore, en quantité suffisante, désorganise les poumons; il est un des gaz que l'on nomme *délétères*. Lorsque par inadvertance on en avale un peu trop, on sent à la gorge une espèce de strangulation : heureux si l'on n'est pris en même temps d'une toux violente accompagnée de crachemens de sang.

Le chlore, en se combinant avec certaines substances, produit un grand dégagement de chaleur, une vive incandescence, en un mot, une *véritable combustion*. Ainsi, lorsqu'il se combine avec le cuivre, on voit des jets de lumière à peu près comme dans l'expérience de la spirale de fer brûlée dans l'oxigène. Si dans un flacon rempli de chlore on jette de l'arsenic métallique en poudre, ou de l'antimoine également en poudre, on aperçoit une

pluie de feu très brillante. Cette inflammation provient de l'énergie avec laquelle le chlore s'unit à ces métaux pour produire les composés connus sous le nom de *chlorure de cuivre*, *chlorure d'arsenic*, *chlorure d'antimoine*.

Désinfection.—L'importance du chlore est connue de tout le monde aujourd'hui. On l'emploie avec beaucoup de succès pour désinfecter les lieux malsains. Il paraît que les miasmes pernicieux, dont la nature n'est pas bien connue, sont décomposés par par lui et cessent par là d'être insalubres.

Les acides qui s'évaporent facilement, tels que le vinaigre, agissent aussi contre les miasmes; c'est ce qui a porté un chimiste habile, M. Raspail, à considérer ceux-ci comme des espèces de *sels volatils* (voir le mot *sel*) décomposables par les acides.

Comme il faut employer de très petites quantités de chlore pour qu'il ne soit pas incommode, on se sert de chlorure *de chaux;* c'est de la chaux mouillée, *éteinte*, que l'on imprègne de chlore. En exposant à l'air ce composé, le chlore s'en dégage peu à peu et va combattre tout ce qui rend l'air impur. On en a fait une consommation énorme à l'époque du choléra. Quelques personnes, par excès de précautions, ajoutaient aux fumigations du chlore d'autres fumigations faites avec des acides ou

des huiles essentielles : c'était absolument comme si elles n'eussent rien fait ; car le chlore étant un destructeur presque universel, allait s'attaquer aux autres fumigations, et pouvait fort bien laisser intacts les miasmes contre lesquels on cherchait à se défendre.

L'emploi des huiles essentielles, des odeurs, comme préservatifs, s'explique autrement que celui du chlore. Il paraît que les huiles essentielles se déposent en une légère couche à la surface du corps, dont elles empêchent, comme par un vernis, le contact avec les émanations morbifiques. Ce qui fortifie cette explication, c'est que dans les usines où dominent les huiles essentielles, telles que les pharmacies, les drogueries, les brasseries, aucun malade ne paraît avoir succombé au choléra. Ce fait a été remarqué pour Berlin en particulier, dans une statistique faite en Prusse à la suite du fléau.

L'hydrogène est de tous les corps celui que le chlore recherche davantage ; il le prend partout où il le rencontre, se combine énergiquement avec lui, et forme un acide nommé acide *hydrochlorique* (ou *chlore hydrique*, selon la nouvelle dénomination). C'est probablement en prenant aux miasmes putrides leur hydrogène qu'il les détruit. — Comme il

t difficile de donner une idée complète du chlore ns parler avec quelques détails de l'acide hydro-ilorique, nous renvoyons à ce dernier, qui trouvera place au chapitre des acides.

Brôme.

Nous avons dit que l'eau de mer contient du *rômure de magnésium*, ce composé s'y trouve quantité très faible; c'est en 1826 seulement ie M. Balard, de Montpellier, l'a découvert. Il btint une substance regardée comme simple, rce que tous les moyens de la chimie n'ont pu icore la décomposer. Il la nomma *brôme*, qui vient un mot grec (bromos) signifiant infect; en effet n odeur est fétide. Comme cette substance était mbinée au *magnésium*, la combinaison fut ap-lée brômure de magnésium, afin de se conformer ix usages de la nomenclature chimique, dont nous rlerons plus tard.

Le brôme se présente à l'état d'un liquide rouge ès foncé; il bout très facilement, et répand des va-urs rougeâtres insupportables à l'odorat. Du reste a beaucoup de ressemblance avec le chlore par la anière dont il se comporte à l'égard des autres corps.

Iode.

L'iode, dont le nom signifie violet, en grec, a é retiré de plantes qui croissent sur le bord de

la mer, et que l'on nomme des *fucus*. Il y est combiné avec le potassium ou le sodium; c'est M. Courtois, manufacturier-chimiste de Paris, qui a trouvé l'iode en 1812.

Cette substance s'obtient à l'état solide, et lorsqu'on la chauffe, on voit s'élever des vapeurs d'un beau violet. Autrement elle est d'un gris noirâtre et donne une très mauvaise odeur, assez semblable à celle du chlore ou du brôme; beaucoup d'autres propriétés sont communes à l'iode et à ces deux dernières substances. C'est jusqu'ici le seul corps qui guérisse les excroissances connues sous le nom de goîtres; toutes les eaux minérales qui ont cette vertu contiennent de l'iode.

Nous ne pousserons pas plus loin l'examen des substances que l'eau de mer tient en dissolution. Nous venons d'étudier les plus importantes; celles dont il nous resterait encore à parler trouveront leur place ailleurs et seront présentées avec plus d'intérêt que nous ne pourrions le faire ici. — C'est pourquoi nous passons immédiatement à un autre chapitre.

VIII.

DES SUBSTANCES TERREUSES.

Aujourd'hui il n'y a aucune substance simple à aquelle, dans la langue scientifique exacte, on donne xclusivement le nom de *terre*. Autrefois c'était le ontraire : il y avait la *terre argileuse*, la *terre cal-aire*, la *terre mercurielle*, la *terre vitrifiable*..... t lorsque les chimistes étaient parvenus, dans eurs analyses, à un résidu sur lequel tous les fforts de leur art devenaient impuissans, ils l'appe-aient *terre* : c'était leur *terre damnée*, leur *tête orte* (*terra damnata*, *caput mortuum*). — La ixité, la solidité, la pesanteur, et surtout cet as-pect, commun à tant de substances, qu'on ne peut ésigner autrement que par le mot *aspect terreux*, elles étaient les principales propriétés de ces ma-ières, rangées sous une même dénomination, nais si différentes sous d'autres rapports essentiels.

Les hommes doués d'un peu de netteté dans l'es-prit ne pouvaient raisonnablement admettre l'iden-

tité de tous ces corps; aussi supposaient-ils généralement qu'il n'existait *qu'une seule terre* élémentaire, sèche, insipide, aride, infusible, insoluble, mais dissimulée dans la nature sous des apparences variables, et mélangée de matières impures; on trouve encore cette opinion dans l'intéressant dictionnaire de Macquer de 1778.

Les alchimistes cherchaient avec ardeur cette terre élémentaire, *vierge et pure*, qu'ils regardaient comme un des constituans de l'or; ils la cherchaient dans la pluie, la rosée, l'air, les cendres des végétaux et des animaux.

Ce qu'on nomme aujourd'hui « *terre* », dans le langage usuel, est un composé très variable contenant généralement du *sable* ou *silice*, de l'*argile* de la chaux à différens états de combinaison, tels que *plâtre* ou *craie*. Les couleurs diverses qu'on y distingue tiennent le plus souvent à des produits métalliques, *oxide de fer*, *oxide de manganèse*, etc. enfin il peut s'y trouver des débris de matière végétale ou animale qui lui donnent la fécondité.

C'est cette silice, cette alumine, cette chaux et leurs principaux usages dans les arts que nous nous proposons d'examiner dans ce chapitre.

De la silice.

Les petits grains durs et brillans que l'on remarque dans les sables impurs, et qui constituent entièrement le beau sable de Fontainebleau; les parties blanches et brillantes qui se distinguent sur les granites de nos monumens; cet éclatant cristal de roche, ou *quarz hyalin* que l'on taille sous forme de vases, de coupes; les pierres meulières entre lesquelles on écrase le bled, les cailloux, le silex dont on fait les pierres à fusil; l'agate, la cornaline, l'opale, qui entrent dans la fabrication des bijoux; tout cela est de la silice à peu près pure.

La silice à son état de pureté parfaite est tout-à-fait blanche, infusible au feu de forge, inattaquable par les acides. On l'appelait autrefois *terre vitrifiable* parce qu'en effet c'est elle qui forme la base du verre.

Des verres. — La silice à l'état de cristal de roche est d'une transparence et d'une translucidité dont malheureusement les arts ne peuvent tirer qu'un faible parti à cause de la difficulté qu'on éprouve à la travailler, car elle est d'une excessive dureté et d'une infusibilité qui la rend impropre au moulage. Mais si, en l'unissant à d'autres substances on trouvait moyen de la rendre fusible tout en con-

servant sa transparence, on aurait résolu un problème d'un haut intérêt pour les arts; or, c'est précisément ce que l'on obtient à l'aide de la plupart des *oxides*, ou combinaisons des métaux avec l'oxigène. Ces oxides jouent relativement à la silice le rôle de *fondans*; en les mêlant avec elle dans certaines proportions, on peut la ramollir au feu, et en former une pâte flexible susceptible de prendre les formes les plus variées sous la main habile de l'ouvrier qui la travaille.

La potasse, la soude, la chaux, l'oxide de plomb, sont les fondans employés ordinairement dans l'art de la verrerie.

La potasse et la soude seules, unies à la silice, donneraient des verres qui seraient impropres aux usages ordinaires. On en a préparé un dans ces derniers temps qu'on appelle *verre soluble*, et qui, appliqué avec le pinceau comme du vernis sur un tissu inflammable, l'empêche de prendre feu. Une étoffe qui en serait imprégnée serait seulement décomposée et trouée par la flamme d'une bougie, mais la combustion ne se propagerait point aux parties avoisinantes.

Dans le verre *des vitres, des glaces, de la gobeleterie commune, des bouteilles,* la silice a pour fondant la soude et de chaux; les proportions des matiè-

s qui y entrent, et leur plus ou moins grande ıreté, forment la seule différence entre ces ver-s; la coloration des bouteilles est due principale-ent à de l'oxide de fer.

Le verre de la gobeletterie de belle qualité, le rre de *Bohême*, recherché pour sa blancheur et sa gèreté, le *crown glass*, employé dans l'optique, ut à base de potasse et de chaux, et fabriqués avec s matières pures. La soude ne saurait ici remplacer potasse, parce qu'elle donne au verre une teinte euâtre, quelle que soit sa pureté.

En ajoutant à la silice et à la potasse bien pures l'oxide de plomb, on obtient le *cristal ordinaire*, *flint glass* avec lequel on fabrique les grands ob-ctifs des lunettes, et le *strass* si employé depuis ıelques années à l'imitation des pierres précieuses.

Si l'on mêle de l'oxide d'étain avec les matières u verre, celui-ci perd sa transparence; il devient lanc et constitue l'*émail*.

Dans les verreries on se procure des tubes creux 'émail et de verre, et en les travaillant à la flamme e la lampe d'émailleur figurée plus bas, on peut ob-nir toutes sortes d'instrumens utiles en chimie; c'est la même lampe qu'on fabrique des joujoux, tels que e petits cygnes blancs, des petites boules, des lu-ions, etc., mais ce n'est pas une chose que l'on ap-

prenne sans difficultés. Il faut beaucoup d'habitud
pour faire fondre le verre ou l'émail d'une manièr



Émailleur travaillant à sa lampe.

uniforme, afin de les tirer, de les souffler et de leu
donner des formes élégantes. — On peut, avec un
semblable lampe, tirer le verre en fils très fins
extrêmement flexibles, susceptibles de se filer comm

a soie, et avec lesquels on a fait des perruques, des écharpes, des rubans.

Verres colorés. — Il suffit pour obtenir les diverses couleurs d'ajouter aux élémens du verre ordinaire une petite quantité de certains *oxides métalliques*, dont voici les principaux :

Pour le rouge, *précipité pourpre de Cassius et le protoxide de cuivre.*

Pour le bleu, *oxide de cobalt.*

Pour le vert, *oxide de chrôme, bi-oxide de cuivre.*

Pour le jaune, *chromate de plomb* (combinaison d'*acide chromique* et d'*oxide de plomb*).

Pour le violet, *oxide de manganèse.*

Pour le noir, un mélange des *oxides de fer*, de *manganèse* et de *cobalt.*

Les verres colorés forment les vitraux des anciennes églises. — Quant aux *pierres artificielles* fabriquées à l'imitation des pierres précieuses, on emploie au lieu du verre, le beau strass dont nous avons indiqué plus haut la composition, et on le colore avec les oxides précédens, mélangés dans des proportions convenables pour reproduire les diverses nuances de la topaze, du rubis, de l'émeraude, du saphir, de l'améthyste, de l'aigue-marine, du grenat syrien ou escarboucle.

Composition de la silice. — La silice est une com-

binaison d'oxigène avec un corps nommé *silicium*. Elle fut rangée, comme nous l'avons déjà vu, parmi les terres, sous le nom de *terre vitrifiable*, jusque vers 1807. A cette époque, M. Davy ayant montré que la potasse et la soude étaient des combinaisons d'oxigène et d'un métal, ou des oxides, on en conclut par analogie que la silice était aussi l'oxide d'un métal; mais ce n'est que récemment que M. Berzélius a isolé le silicium, substance de couleur *brun-noisette*, qui ne jouit ni de l'éclat des métaux, ni de la propriété qu'ils ont de transmettre rapidement la chaleur et l'électricité.

Aujourd'hui la silice n'est plus regardée comme un oxide, mais comme un acide, parce que, en effet, elle se comporte, dans ses diverses combinaisons, suivant les lois générales des acides, neutralisant les oxides métalliques avec lesquels elle est unie (voir ces mots), et formant avec eux des *sels* nommés *silicates*. Ainsi, en parlant des verres, nous eussions dû dire techniquement : le verre de *Bohême* est un *silicate de potasse* uni à un silicate de *chaux*, etc.

La silice raie le verre : c'est pourquoi, lorsqu'on essuie des pierres artificielles de strass, ou des objectifs de lunettes, il faut avoir soin que l'étoffe soit bien exempte de poussière; car, dans la poussière,

y a des particules de silice. On doit, sous ce rapport, éviter de se servir des étoffes de laine qui conservent la poussière plus que les autres.

Alumine.

L'*alumine* fut, de même que la silice, regardée comme un oxide dès 1807. Mais, le métal *aluminium* ne fut obtenu qu'en 1827, par M. Vohler, en une poudre grise susceptible de prendre par le frottement un éclat métallique très brillant. Lorsqu'on le chauffe et qu'on le plonge ensuite dans l'oxigène, il brûle avec tant de vivacité, que l'on a comparé sa lumière à celle du soleil. Il se change alors en alumine.

La pierre précieuse appelée *corindon*, qui se rencontre dans la nature, n'est autre chose que de l'alumine pure, affectant des formes régulières ou cristallines. —La chimie n'est pas encore assez puissante pour reproduire des cristaux semblables ; il ne faudrait cependant pas affirmer qu'elle n'y parviendra jamais. En effet, M. Becquerel, physicien français, a pu obtenir, au moyen de forces électriques faibles et d'une action prolongée, des cristallisations volumineuses très nettes de substances que l'on n'avait pu se procurer jusqu'à lui, et dont la nature nous offrait seule des exemples ; il n'est donc plus possible de poser des limites absolues aux forces réunies de la physique et de la chimie. Il est per-

mis au contraire de supposer qu'un jour l'on saura découvrir le secret de la nature, qui nous offre dans son immense laboratoire tant de belles compositions dont on n'a pu encore approcher.

Le corindon est la substance la plus dure que l'on connaisse après le diamant : il se trouve dans le sein de la terre avec diverses couleurs. On nomme *rubis* celui qui est coloré en rouge de feu; *topaze orientale*, celui qui l'est en beau jaune citron; *saphir oriental*, celui qui l'est en bleu; *améthyste orientale*, celui qui l'est en violet ou pourpre. Les plus estimées de ces pierres précieuses sont celles qui viennent du mont Thibet : c'est pour cela qu'on leur donne l'épithète *d'orientales*. Il faut ajouter cependant que, dans la bijouterie, cette épithète indique plutôt la qualité de la pierre que son origine.

Emeril. — L'émeril est un mélange, en poudre, de corindon et d'oxide de fer; on le rencontre dans la nature; mais c'est une matière assez rare. Sa grande dureté le fait employer à polir un grand nombre de corps. Dans les flacons que l'on dit *bouchés à l'émeril*, on a usé le bouchon de verre, dans le col même du flacon, à l'aide de cette substance; aussi l'adhérence est-elle parfaite : qualité très importante pour conserver à l'abri du contact de l'air une foule de substances chimiques et de médi-

amens. Quelquefois cette adhérence est si forte, que on casserait le bouchon plutôt que de l'enlever En ce cas, il suffit de présenter pendant quelques seondes le goulot au-dessus de la flamme d'une chan elle, et le flacon s'ouvre sans peine.

Argiles, Poteries. — L'alumine forme la base de outes les argiles; elle leur donne cette infusibilité récieuse, qui fait que les creusets et les briques ppelées *réfractaires* résistent aux plus fortes chaeurs. Les argiles sont composées de silice, d'alumine t d'eau en combinaison; les plus communes, outre 'alumine, renferment du sable, de la chaux, des races d'oxide de fer; ce dernier donne la couleur aune ou rouge que l'on remarque dans les briques, es carreaux, les tuiles, les poteries.

Les argiles contenant presque uniquement du sable et de l'alumine, sont les plus réfractaires.

L s poteries, les faïences, sont faites d'une argile ordinaire, qui ne résisterait pas à une température élevée.

La faïence fine est formée d'une argile blanche, qui ne contient pas d'oxide de fer. Après la cuisson, elle est poreuse. Il faut, pour qu'elle ne laisse pas filtrer les liquides, qu'on la recouvre d'un vernis. —L'oxide de plomb et celui d'étain sont les bases de tous les vernis des poteries.-Les vernis renfermant l'oxide de plomb sont transparens, ils servent à cou-

vrir les faïences fines qui sont blanches ; les vernis à oxide d'étain sont au contraire opaques et blancs, et servent aux poteries communes dont ils dissimulent la couleur rouge.

Les poteries rouges sont de la faïence commune sans vernis, la pâte en est plus ou moins fine. Les célèbres vases étrusques ne sont autre chose que de la poterie rouge ; mais ils sont bien au-dessus de la poterie ordinaire par leurs formes remarquables et les peintures élégantes qui les décorent.



Vases étrusques.

Porcelaine. — L'argile qui sert à la porcelaine diffère de l'argile dont on fabrique les poteries. On l'appelle *Kaolin* (roche feldspathique altérée) : elle contient de la silice et de l'alumine, plus de la po-

tasse. Les vases de porcelaine ont éprouvé au four une demi-vitrification, en sorte qu'ils n'ont pas besoin de vernis pour retenir les liquides. On voit donc qu'ils diffèrent beaucoup de la faïence, toujours plus ou moins poreuse. Bien que les porcelaines puissent se passer de vernis, on leur en donne un, afin de les rendre beaucoup plus douces au toucher et plus brillantes à l'œil; il est formé simplement de *feldspath* qui ne fond qu'à une très haute température.

On décore les porcelaines avec l'or et le platine; on les colore avec des oxides, comme nous l'avons vu pour les verres.

De la chaux.

La chaux, combinaison d'oxigène et d'un métal nommé *calcium*, n'est point sans saveur, comme la silice et l'alumine, elle est au contraire fortement piquante et caustique; aussi est-elle aujourd'hui rangée dans la classe des oxides alcalins, avec la potasse, la soude, etc. Ce qu'on appelait autrefois *terre calcaire* était l'ensemble de toutes les pierres susceptibles de prendre par la calcination les caractères de la chaux vive. Le nom de *chaux métalliques* ou de *terres métalliques* était aussi appliqué aux oxides

des métaux, qui ont en effet l'apparence terreuse, surtout quand ils sont en poussière.

La chaux ne se trouve point libre dans la nature, mais elle y est combinée avec des acides qui neutralisent sa causticité, comme elle neutralise elle-même leur saveur et leur action corrosive ; elle forme des sels (voir ce mot) dont les principaux sont : le *sulfate de chaux* (acide sulfurique et oxide de calcium), et le *carbonate de chaux* (acide carbonique et oxide de calcium). Nous allons dire quelques mots de chacun d'eux.

Carbonate de chaux.—C'est l'un des corps les plus abondans de la nature ; il forme la base principale d'immenses chaînes de montagnes. — Une grande partie du moellon ou pierre à bâtir, la pierre lithographique, la craie, les écailles d'huître, et en général toutes les coquilles, tous les marbres, l'albâtre calcaire, les stalactites, sont du carbonate de chaux plus ou moins pur.

Certaines fontaines, dont les eaux sont chargées d'acide carbonique, peuvent, par suite, tenir en dissolution une petite quantité de ce *sel*, et le laissent déposer lentement à mesure que l'acide carbonique se dégage à l'air. Lorsqu'on y fait séjourner certains objets, tels que des nids d'oiseaux, des branches d'arbres, des feuilles, le carbonate de

chaux se dépose peu à peu autour du nid, des branches, des feuilles, qui semblent ainsi avoir été transformés en pierre; mais ce n'est pas une pétrification réelle, car si l'on brise un de ces objets, on verra qu'il a été seulement recouvert d'une matière calcaire moulée sur lui. — Les plus célèbres de ces eaux sont celles de Saint-Philippe en Toscane, dont on utilise la propriété pour reproduire les empreintes de médaillons et de bas-reliefs d'un grand fini.

Lorsqu'on verse de l'acide *sulfurique*, *nitrique*, ou autre, sur le carbonate de chaux, il se forme plus ou moins vite, suivant l'état de dureté de ce dernier, une effervescence due à l'acide carbonique qui se dégage; nous en avons déjà parlé à l'occasion des taches du marbre (page 34); et l'acide s'unissant à la chaux donne un *sulfate*, un *nitrate* de chaux, etc. L'expérience se fera très bien aussi en mettant de la craie en poudre dans du vinaigre ou du jus de citron. Nous revenons sur cette action des acides, parce qu'elle peut servir à faire reconnaître les pierres calcaires carbonatées.

Le carbonate de chaux est presque insoluble dans l'eau; la chaux y est soluble en petite quantité. Cette différence de solubilité est mise à profit dans les laboratoires de chimie pour reconnaître la pré-

sence de l'acide carbonique : à cet effet on prépare une dissolution bien limpide d'eau de chaux, et on la verse dans le vase où l'on soupçonne qu'il s'est formé de l'acide carbonique; si ce gaz s'y trouve, il s'unit à la chaux et produit du carbonate calcaire, qui trouble l'eau et lui donne une apparence blanchâtre. — On peut même ainsi rendre sensible la petite quantité d'acide carbonique qui se trouve dans l'air : un verre d'eau de chaux bien claire exposée dans un appartement ne tarde pas à se couvrir d'une mince pellicule de carbonate; la pellicule se formera beaucoup plus promptement si l'on souffle dessus, à cause de l'acide carbonique qui, ainsi que nous l'avons dit, se forme dans les poumons.

Sulfate de chaux. — Le *plâtre* que l'on rencontre assez abondamment dans la nature est le résultat de la combinaison de la chaux avec l'acide sulfurique; quand on l'a desséché par la calcination et qu'on le délaie dans un volume d'eau à peu près égal au sien, il ne tarde pas à passer de cet état de bouillie à un état de grande dureté; dans la construction des édifices on l'applique précisément à l'instant où il va se solidifier, c'est un fait que chacun connaît et peut vérifier tous les jours. On exploite les plâtres de Montmartre pour le service de Paris et on en expédie même en Angleterre, où il joui

d'une réputation assez avantageuse : on lit à Londres sur quelques enseignes de magasins : « *Plâtre de Paris à vendre.* »

Le plâtre le plus pur sert à faire des médaillons.

Le plâtre constitue une espèce d'albâtre nommé *albâtre gypseux*, dont on fait des ornémens de cheminée, des pendules.

Les eaux des puits contiennent souvent du sulfate de chaux ; on les appelle dans ce cas *eaux séléniteuses* ; elles sont mauvaises à boire, ne cuisent pas bien les légumes, et lorsqu'on veut y dissoudre le savon, elles en décomposent une partie, se troublent, forment des grumeaux blancs.

Préparation de la chaux; chaux vive; chaux éteinte. — La chaux qu'on emploie dans les arts s'obtient en calcinant le carbonate de chaux, tel qu'il se trouve dans les diverses localités ; tantôt c'est une pierre calcaire, tantôt ce sont des écailles d'huître, etc. La chaleur des fours où se pratique cette opération chasse l'acide carbonique. La chaux qui reste reçoit alors le nom de *chaux vive*, parce qu'elle est devenue après cette opération extrêmement avide d'eau ; lorsqu'on lui en donne, elle l'absorbe rapidement, la solidifie en quelque sorte, se combine avec elle en dégageant une forte chaleur, augmente de volume, et *foisonne* pour nous servir

du mot consacré : c'est alors de l'*hydrate de chaux* pour le chimiste ; pour le maçon c'est de la *chaux éteinte*.

Mortiers ; chaux grasses ; chaux maigres. — L'usage le plus connu de la chaux est celui qu'on en fait pour les mortiers : ceux-ci résultent d'un mélange de chaux, d'eau, de sable siliceux : ils varient de qualités selon le plus ou moins de pureté de la chaux qui les forme.

Lorsque le carbonate que l'on a calciné est pur, tel que la craie ou le marbre, par exemple, la chaux que l'on en retire est appelée *chaux grasse* dans les arts. Les mortièrs où elle entre sont susceptibles d'acquérir une grande solidité si l'édifice est exposé à l'air : dans ce cas, l'acide carbonique de l'air est facilement absorbé sous l'influence de l'humidité atmosphérique, il se combine avec la chaux et reforme une véritable pierre. Plusieurs exemples ont confirmé la réalité de cette explication : ainsi à Berlin, en démolissant une tour construite depuis près d'un siècle, on a retrouvé que, dans l'intérieur de la maçonnerie de fondation, le mortier soustrait au contact de l'air, était demeuré à l'état de bouillie comme le jour où il avait été employé, tandis qu'à l'extérieur le mortier avait acquis une grande dureté.

La chaux est *maigre* lorsque le mélange de ma-

ières étrangères lui ôte une partie de ses qualités ; elles sont les chaux provenant de pierres calcaires contenant du carbonate de *magnésie* et retenant une grande partie de cette dernière substance ; elles doivent être refusées pour les constructions parce que la magnésie qui en constitue souvent plus du quart n'ayant pas la propriété de faire pâte avec l'eau, diminue la ténacité des mortiers.

Chaux hydrauliques. — On désigne sous ce nom les chaux qui ont la propriété de durcir sous l'eau tandis que dans l'air elles ne prendraient qu'une médiocre consistance ; c'est le contraire de la chaux grasse, qui, employée pour les constructions hydrauliques, finirait par être dissoute dans l'eau. — Les meilleures chaux hydrauliques sont celles qui contiennent un quart de leur poids d'*argile* (*silicate d'alumine*) ; il paraît que sous l'influence de l'eau l'argile et la chaux agissent l'une sur l'autre et qu'il se forme un composé tout-à-fait insoluble et d'une extrême dureté, où une portion d'eau est solidifiée et entre à l'état de combinaison (*silicate de chaux hydraté*). La silice paraît être l'élément essentiel qui rend hydraulique la chaux ordinaire ; et cette propriété est encore accrue par l'addition de l'alumine ou de la magnésie.

La chaux hydraulique se mêle avec le sable

comme la chaux ordinaire pour faire des mortiers ou cimens.

On trouve dans la nature des pierres calcaires qu'il suffit de calciner pour obtenir de la chaux hydraulique, parce qu'elles contiennent de la chaux, de la magnésie, de l'alumine, de la silice en quantités convenables; tels sont les calcaires de Nimes, de Metz, de Senonches; ce dernier, qui se trouve dans le département d'Eure-et-Loir, s'emploie beaucoup à Paris. — On fabrique aussi des chaux hydrauliques artificielles en calcinant des mélanges convenables d'argile et de carbonate de chaux. Les Romains connaissaient ces sortes de chaux, qui ont formé les cimens connus sous le nom de *cimens romains*, et dont tout le monde sait la célébrité.

On n'est parvenu à les imiter que dans ces derniers temps. En 1796, il fut délivré, à Londres, une patente pour la fabrication d'un *ciment aquatique* qui rentre dans la classe de ceux dont nous venons de parler; il provenait de la calcination d'une pierre calcaire particulière. On n'a commencé à le connaître en France que depuis environ vingt-cinq ans, par un Anglais qui se fit échouer à dessein sur la plage de Boulogne, où se trouvait une pierre à ciment, pour offrir au gouvernement la préparation des chaux hydrauliques. Ces cimens ont été perfectionnés depuis, et celui que l'on

omme maintenant *ciment romain* est bien supé-
ieur à l'ancien. — La meilleure pierre à ciment se
rouve à Pouilly, en Bourgogne.

C'est à M. Vicat, ingénieur des ponts-et-chaus-
ées, que l'on doit les renseignemens les plus im-
ortans sur la composition des cimens.

L'emploi des chaux hydrauliques dans la con-
truction du canal Saint-Martin a procuré une éco-
omie de plus d'un million de francs sur les anciens
nodes de construction.

Le ciment romain moderne est d'un usage im-
nense aujourd'hui ; les bâtimens anglais le pren-
ent comme lest pour le transporter jusque dans
es Indes.

IX.

CORPS SIMPLES.

Nous avons déjà fait passer sous les yeux de nos lecteurs un grand nombre de substances : l'oxigène, l'hydrogène, l'air, l'eau, la chaux, la craie, etc. On a pu remarquer que la plupart d'entre elles provenaient de la réunion ou combinaison de plusieurs autres. Ainsi, l'eau est composée d'oxigène et d'hydrogène ; la chaux, d'oxigène et de calcium ; la craie, de chaux et d'acide carbonique, qui lui-même est composé de carbone et d'oxigène.

Nous n'avons jamais énoncé plusieurs élémens comme entrant dans la composition de l'oxigène, ou de l'hydrogène, ou du charbon, etc., tandis que nous l'avons fait pour l'eau, l'eau de mer, le sel marin, le plâtre, les argiles, cimens, etc., etc., etc.

Le lecteur a donc dû ainsi être conduit à partager les substances en deux classes : 1° celles qui sont indé-

composables en plusieurs autres, et que, pour cette raison, on a nommées *simples*; 2° celles qui proviennent de la réunion de divers élémens, et que, pour cette raison, on a nommées *composées*.

On reconnaît aujourd'hui cinquante-quatre corps simples ou élémens. Mais rien ne prouve qu'un jour la chimie, devenue plus puissante dans ses moyens d'analyse, ne parvienne à décomposer des corps qu'elle n'a pu jusqu'ici séparer en deux ou un plus grand nombre d'autres.

Voici la liste des corps simples par ordre alphabétique :

Aluminium.
Antimoine.
Argent.
Arsenic.
Azote.
Baryum.
Bismuth.
Bore.
Brôme.
Cadmium.
Carbone.
Calcium.
Cerium.
Chlore.
Chrôme.
Cobalt.
Cuivre.
Étain.
Fer.
Fluor.
Glucynium.
Hydrogène.
Iode.
Iridium.
Lithium.
Magnésium.
Manganèse.
Mercure.
Molybdène.
Nickel.
Or.
Osmium.

Oxigène.	Strontium.
Palladium.	Tantale.
Phosphore	Tellure.
Platine.	Thorinium.
Plomb.	Titane.
Potassium.	Tungstène.
Rhodium.	Urane.
Selenium.	Vanadium.
Silicium.	Yttrium.
Sodium.	Zinc.
Soufre.	Zirconium.

Le mot de combinaison est revenu à chaque instant dans nos explications; il est temps de déterminer son sens précis. — La combinaison diffère complètement du mélange, même le plus intime: celui-ci n'est qu'un simple rapprochement des parties très fines des corps; on n'y remarque aucune propriété neuve; dans la combinaison, au contraire, lés corps se sont unis avec la plus forte intimité; leurs dernières particules se sont rapprochées, se sont accrochées, pour ainsi dire, et ont produit un composé qui n'a, en général, aucune des propriétés de ses élémens, et qui en présente ordinairement de nouvelles. Citons un exemple frappant entre beaucoup d'autres: le charbon peut se manier et s'introduire même dans l'estomac sans le moindre danger; l'hydrogène et l'azote peuvent être respirés sans causer de dégâts dans notre organisa-

tion ; tous ces corps sont inertes, en un mot ; eh bien ! on peut les unir, les combiner dans de telles proportions, qu'il en résulte un composé terrible (l'*acide prussique*), dont une goutte sur la langue de l'animal le plus vigoureux le foudroierait à l'instant.

Classification des corps simples. — On a longtemps classé les substances simples, et même on les classe encore en *métaux* et *corps non métalliques*; mais nous devons dire que cette classification devient chaque jour moins caractéristique; cela tient à ce que certaines propriétés, qu'on avait regardées comme attributions distinctives des métaux, se trouvent maintenant appartenir à des corps qui, sous d'autres rapports, en diffèrent complètement. Ainsi, le charbon calciné pourrait être rangé dans la classe des métaux par sa propriété de bien conduire la chaleur, tandis qu'il n'a ni leur poids, ni leur brillant; d'un autre côté, le potassium, métal découvert en 1807, et qui est aussi brillant que l'argent, ne jouit pas des propriétés que l'on avait regardées comme appartenant aux métaux, tels que le poids et la dureté : il est très mou, et pèse moins que l'eau.

On peut dire qu'aujourd'hui la science attend une classification; chaque chimiste, pour ainsi dire, en a une qui lui est propre. Or, comme elles laissent

toutes à désirer, et qu'elles sont souvent fondées sur des considérations d'un ordre plus élevé que ne le comporte notre recueil, nous ne nous sommes attachés, nous, à aucune de ces savantes méthodes; nous avons parlé des corps composés, des corps simples, sans aucun ordre apparent, prenant pour sujets principaux de nos études les substances avec lesquelles nous nous trouvons sans cesse en contact, celles qui tiennent de plus près à notre existence, celles que tout le monde connaît dès son enfance et dont le nom n'appartient pas seulement à la science, mais au langage usuel; ainsi, les sujets de nos chapitres sont: l'*air*, l'*eau*, la *terre*, la *combustion* ou le *feu*, etc. A propos de ces substances et des phénomènes qui leur sont propres, nous avons traité des corps simples qui s'y rattachent le plus immédiatement.

Maintenant, le lecteur qui a fait avec nous ses premiers pas, et qui nous a suivis dans nos premiers chapitres, est en état de comprendre un langage plus scientifique. C'est ce que nous allons faire dans la suite de cet ouvrage. Les *acides*, les *oxides*, les *sels*, les *lois* de la combinaison chimique, vont lui être présentés.

Mais avant de passer à ces faits, dont la connaissance précise appartient tout-à-fait à la chimie mo-

derne, nous consacrerons encore un chapitre aux métaux.

Quoique, d'après ce qui a été dit plus haut, nous n'attachions pas au mot métal une valeur absolue de classification, nous en ferons néanmoins un sujet de chapitre, pour avoir égard à la classification usitée, que d'ailleurs nous ne saurions en aucune façon remplacer.

X.

DES MÉTAUX.

FER.

On pourrait, en quelque sorte, dit M. Thénard, mesurer la civilisation d'un peuple par la quantité de *fer* qu'il consomme. — Le *fer* est, en effet, d'un prix inestimable : c'est avec lui que sont fabriqués les instrumens les plus indispensables de notre vie matérielle. Les peuplades sauvages apprécient justement la valeur du *fer*, lorsque, pour un clou, elles donnent au marin des poules, du bétail, des fruits rafraîchissans. Chaque jour, le *fer* s'associe plus intimement aux travaux humains, chaque jour il trouve de nouveaux usages : voici que, depuis quelques années, il s'alonge comme un ruban sur le sol raboteux, et forme des chemins faciles où les plus lourds fourgons, traînés par la vapeur, dépassent les chevaux les plus rapides.

Le fer est le plus *tenace* des métaux : c'est-à-dire qu'un fil ou une barre de fer supportera un fardeau très considérable, sous lequel se briseraient un fil ou une barre de même épaisseur faits avec tout autre métal.

Lorsqu'il est pur, le fer est *ductile*, c'est-à-dire qu'il est susceptible de s'alonger à la filière, ou de s'étendre sous le laminoir sans se casser; on rencontre néanmoins des fers qui manquent de cette précieuse qualité et sont *cassans*, par suite du soufre, de l'arsenic, du phosphore qu'ils contiennent.

Les anciens ont connu le fer, puisque, du temps de Moïse même, on l'employait à la fabrication des instrumens tranchans. Mais il ne parait pas qu'ils aient su bien purifier le minerai et en retirer un métal nerveux et tenace, car les Grecs et les Romains préféraient, dans beaucoup de circonstances, l'airain et le bronze, qui possèdent cependant une résistance bien inférieure à celle du fer, tel qu'on sait le préparer aujourd'hui. Au reste, l'airain n'est pas le premier métal dont les hommes aient fait leurs instrumens tranchans; le cuivre paraît lui être antérieur pour cet usage.

État naturel, Hauts-Fourneaux. — Le fer se trouve en quantités immenses dans la nature, mais jamais à l'état *natif*, c'est-à-dire pur, si ce n'est dans les aérolithes ou pierres tombées du ciel; il est

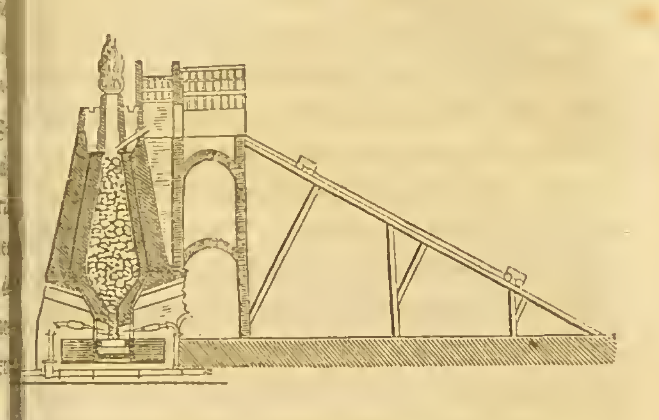
généralement à l'état d'*oxide*, mélangé diversement avec des matières terreuses, et constitue alors le minerai de fer. Un minerai fort célèbre est celui que l'on retire de l'île d'Elbe. Il est formé de *peroxide* de fer (1) pur; on le nomme *fer oligiste*, *fer spéculaire*; il figure dans toutes les collections minéralogiques. Les mines de l'île d'Elbe étaient déjà exploitées du temps des Romains. — Un autre minerai important est celui qui accompagne généralement les houillères, et dont la base est du *carbonate de fer* (2); il présente l'immense avantage d'être placé à côté du combustible à l'aide duquel on obtient le fer purifié.

L'*extraction* du fer est un art tout entier et des plus étendus. Il consiste à enlever l'oxigène au métal, en chauffant le minerai avec du charbon ou de la houille. Cela a lieu presque toujours dans des fourneaux de 30 à 60 pieds de hauteur, appelés, pour cette raison, *hauts-fourneaux*. La chaleur qu'on y développe est inouïe; elle est nécessaire pour que le charbon puisse enlever l'oxigène à l'oxide de fer, et surtout pour fondre les matières terreuses qui enveloppent le minerai et l'empêche-

(1) C'est celui des oxides de fer où la quantité d'oxigène est la plus grande.

(2) Acide carbonique et oxide de fer.

aient d'être attaqué par le charbon; le fer, privé l'oxigène et fondu, s'unit à une petite partie de arbone, et se change en *fonte*.



Haut-fourneau avec le plan incliné qui sert à transporter au sommet le combustible et le minerai.

Laitier; fonte; affinage de la fonte. — On se débarrasse, dans le haut-fourneau, des matières terreuses qui accompagnaient le minerai, en les rendant fusibles au moyen d'un *fondant*. Il faut le hoisir convenablement : lorsque le minerai est mêlé de trop de calcaire, on ajoute une matière iliceuse; lorsqu'il est mêlé de trop de silice, on joute un fondant calcaire. D'après ce qu'ils ont éjà vu au chapitre VIII, nos lecteurs comprendront u'il se forme, par la chaleur du haut-fourneau, un

véritable verre, le *laitier*, qui descend et se rassemble avec la *fonte*, dans la partie inférieure du fourneau appelée le *creuset*.

La fonte est une combinaison assez variable de fer et de charbon : 94 à 96 de fer, 2 à 4 de charbon, avec un peu de silicium ; il s'y trouve aussi quelque trace de manganèse, de calcium, d'aluminium. — L'opération par laquelle on fait passer la fonte à l'état de fer, s'appelle l'*affinage;* elle consiste à la chauffer dans un feu de charbon ou de coke sous le vent d'un soufflet ; il faut ménager la chaleur et le feu de manière à bien brûler le charbon, le silicium et les autres corps étrangers que contient la fonte, sans brûler le fer ; mais quelque habileté que l'on mette dans l'affinage, il y a toujours, cependant, des pertes de métal, dont une certaine quantité s'oxide. Dans cette opération, le fer se forme en grumeaux *pâteux*. Un ouvrier vigoureux en rassemble une partie dans une seule masse appelée *loupe*, l'enlève et l'entraîne sur une enclume placée sous un énorme marteau ou *martinet*. Ce martinet pèse mille ou douze cents livres ; il est mû par une machine à vapeur ou un cours d'eau ; lorsqu'il tombe sur la *loupe*, il en fait jaillir les matières vitreuses qui l'imbibaient encore ; on en renouvelle les chocs à plusieurs reprises. Quelquefois aussi on fait passer la loupe entre des cylindres tournant l'un sur l'autre

où elle est pressée fortement. — Nous nous bornons à ces renseignemens, qui ne sont que les traits essentiels et en quelque sorte la théorie succincte du travail, omettant une foule de détails pratiques qui ne peuvent prendre place ici.

Méthode catalane. — Nous devons mentionner la *méthode catalane*, dont la date remonte à une époque fort ancienne, et qui se pratique surtout dans les Pyrénées, en Catalogne, d'où lui est venu son nom. Les fourneaux, d'une forme tout-à-fait différente de celle des *hauts-fourneaux*, sont très bas; il y en a dont la hauteur ne dépasse pas trois à quatre pieds; dans ces usines, la nature du minerai permet d'obtenir le fer en une seule opération.

Fonte blanche et fonte grise. — On distingue principalement ces deux espèces de fonte : la première est dure, lamelleuse, cassante, et se laisse difficilement travailler; c'est la plus facile à affiner. La seconde, au contraire, est douce et à grains fins; elle se laisse limer et forer; elle sert à fabriquer beaucoup de pièces de résistance : les machines à vapeur sont construites avec de la fonte grise; elle est très propre au moulage; car, jouissant de la propriété d'augmenter de volume en se refroidissant, la dilatation qu'elle éprouve dans le moule la fait pénétrer dans les détails les plus délicats. On obtient

maintenant toutes sortes d'ornemens en fonte d'un fini parfait. — On peut d'ailleurs se procurer, à peu près à volonté, de la fonte blanche et de la fonte grise; cela paraît surtout dépendre du degré de chaleur des fourneaux.

Acier.

C'est une combinaison de fer et de charbon. Ce dernier corps est en si petite quantité, qu'il n'y en a jamais plus de cinq à six grammes sur mille grammes d'acier. On le prépare en exposant long-temps le fer à l'action du charbon sous une température fort élevée; les modifications que présentent les divers procédés donnent lieu aux diverses sortes d'acier.

Stahl regardait l'acier comme un *fer perfectionné empreint d'une plus grande quantité de principe inflammable*; cette opinion était encore celle de Macquer, en 1778. Du reste, on ne sait à quelle époque l'acier fut inventé; il en est question dans Aristote et dans Pline.

Il est préférable au fer dans beaucoup de cas; il est plus dur, plus léger, plus flexible, susceptible d'un plus beau poli. — L'acier est surtout caractérisé par les propriétés que la *trempe* lui donne. Cette opération consiste à le plonger subitement dans un

bain froid lorsqu'il a été porté à la chaleur rouge ; il devient alors très dur et très cassant. Si on le chauffe de nouveau et qu'on le fasse refroidir lentement, il redeviendra flexible. — On laisse quelquefois, par négligence, des pincettes sur des charbons ardens, elles rougissent, et si l'on n'a pas la précaution de les plonger dans l'eau froide en les retirant, elles se détrempent et ne tardent pas à se tordre.

Il est facile de distinguer l'acier du fer, indépendamment de la trempe : une goutte d'acide, en le touchant, y produit une tache noire provenant du charbon mis à nu.

On sait maintenant fabriquer en France l'acier renommé des sabres d'Orient connus sous le nom de *damas*, dont on a long-temps raconté tant de merveilles.

Fer-blanc. — Il se fait avec de la *tôle* ou fer réduit en lames minces au laminoir. On le couvre d'une couche d'étain, en le plongeant dans de l'étain fondu et laissant ensuite refroidir tranquillement. Il parait qu'en opérant ainsi, la portion très mince d'étain qui adhère au fer s'y dispose régulièrement ; on peut s'en faire une idée en se rappelant l'humidité qui gèle dans l'hiver sur les vitres.

Si l'on passe de l'acide sur du fer-blanc de manière à enlever seulement la couche d'étain la plus superficielle, on met à nu celle qui adhère au fer, et qui

est cristallisée confusément. On a ainsi du fer-blanc *moiré* que l'on peut faire ressortir davantage par un vernis.

Plombagine. — Les crayons de portefeuille, que l'on désigne sous le titre de *crayons mine-de-plomb*, sont formés d'une petite barre de plombagine encaissée dans un cylindre en bois.

Dans la plombagine il n'entre pas un atome de plomb; elle n'est rigoureusement formée que de charbon seul, dont les molécules paraissent avoir adopté un mode particulier d'aggrégation. Il s'y trouve parfois du fer, ce qui l'a fait regarder long-temps comme un *carbure de fer*, où il entrait 92 pour 100 de charbon; mais on a reconnu dernièrement que la présence du fer était accidentelle. On rencontre cette matière toute formée dans la nature; les mines les plus estimées qui la contiennent sont celles du comté de Cumberland, en Angleterre.

La plombagine sert à d'autres usages qu'à la fabrication des crayons; mêlée, par exemple, à la graisse, elle forme le *cambouis*, qui diminue le frottement des roues sur leurs essieux, celui des engrenages, etc.

Or

L'*or* se rencontre le plus généralement à l'état *natif* (pur), tantôt en paillettes dans certains sables;

tantôt en petites lames, et parfois, mais rarement, en masses isolées nommées *pépites*. On a trouvé au Pérou une de ces pépites du poids de 12 kilogrammes, et, en 1826, les mines de l'Oural, en Russie, en ont fourni une de 10 kilogrammes et demi. C'est au Brésil que se rencontrent les sables les plus riches en paillettes d'or : ils couvrent des terrains d'une immense étendue.

Ainsi, tandis que le fer, destiné à nos besoins les plus usuels, demeure caché à l'investigation des hommes, et que, pour être obtenu pur, il exige de longues manipulations, de très rudes fatigues, l'or, au contraire, se présente à nous dans tout son éclat, frappe nos sens du premier abord, et se trouve sous les pieds des nègres d'Afrique, mêlé avec le sable, d'où quelques lavages suffisent pour l'extraire. — Cependant le *fer* devient de plus en plus indispensable aux besoins des hommes, tandis qu'avec nos moyens financiers, par des systèmes convenables de banques de crédit et de comptoirs d'échanges, nous pourrions peut-être arriver à nous passer de l'*or*. Est-ce pour nous apprendre que là où l'homme dépense le plus de travail, de science et de peines, là aussi doit se trouver, pour lui, le plus de profit et d'assistance?

Les réflexions précédentes sont loin de nous être inspirées par un esprit de morosité contre les richesses,

dont l'or, dans le langage ordinaire, passe pour être l'équivalent, ni contre le luxe auquel l'or est associé. L'or a aussi une valeur bien réelle comme utilité; il est inaltérable à l'air et au feu, qualité indispensable pour les monnaies et les ornemens; il peut jouir d'une dureté susceptible de résister à de longs frottemens; sa malléabilité et sa ductilité (1), qui lui permettent de s'alonger en fils et de s'étendre en feuilles dont l'excessive ténuité dépasse les rêves de l'imagination, trouvent de fréquens usages dans les arts; enfin, il faut le dire, l'or est doué d'un éclat permanent, dont la magnifique nuance jaune cause à l'œil une sensation particulière et indéfinissable de plaisir. Une salle de spectacle où l'or se marie aux peintures; des vases, des meubles, des lambris décorés avec goût d'une parure d'or; un dôme comme celui des Invalides, où les rayons solaires éclatent en reflets... toutes ces brillantes choses réveillent au fond du cœur des sentimens qui tiennent à l'amour du beau inné dans l'homme. Le beau plaît en soi et pour soi; et, sous le point de vue du plaisir, de l'élévation de l'âme, le *beau* certainement est *utile.*

Extraction. — L'extraction de l'or a lieu principalement par *lavage* ou *amalgamation.* Le lavage

(1) L'or est le plus ductile et le plus malléable de tous les métaux.

s'opère sur des sables ou minerais aurifères préalablement broyés en poudre. L'eau entraîne peu à peu les matières étrangères, et la poudre d'or, plus pesante que le reste, finit par demeurer seule. — L'amalgamation peut s'opérer sur toute espèce de minerai d'or ; elle consiste à le triturer avec du *mercure*, qui, ayant une grande affinité pour l'or, s'y unit et forme une sorte de boue pâteuse, facile à séparer du mélange. On distille cette boue en la chauffant; le mercure s'évapore, va se rendre dans des vases clos qui le conservent, et l'or reste.

Des monnaies et objets de luxe fabriqués avec les métaux précieux.

L'or et l'argent seuls feraient de mauvaise monnaie, qui serait molle, susceptible de se déformer, et s'userait promptement. C'est pourquoi on les *allie* avec une petite quantité de cuivre, qui leur donne un haut degré de dureté et de solidité. Le cuivre n'est pas le seul métal qui jouisse de cette propriété ; il est même assez singulier de voir que l'argent allié à un peu d'or, ou l'or allié à un peu d'argent, sont plus durs et plus résistans que lorsqu'ils sont chacun parfaitement purs.

La proportion du cuivre de nos monnaies ne doit jamais dépasser la dixième partie du poids de la pièce, c'est le taux fixé par la loi. Chaque directeur

des monnaies fait fabriquer les espèces à ses risques et périls, et des commissaires nommés par le gouvernement *essaient* les résultats de chaque fonte; s'ils trouvent plus ou moins d'un dixième de cuivre, la monnaie est *coupée*, et le directeur est obligé de faire refondre à ses frais. Il y a seulement une tolérance de deux millièmes pour l'or, et de trois millièmes pour l'argent.

Un peu d'argent donne à l'or un ton verdâtre; c'est même avec une proportion convenable d'argent que l'on obtient l'*or vert* des bijoux, fort à la mode il y a quelques années. — Jusqu'en 1824, les pièces d'or, au lieu d'être alliées à un dixième de cuivre pur, contenaient de l'argent avec le cuivre. Aussi distingue-t-on facilement leur teinte verdâtre de la teinte rouge des pièces fabriquées depuis cette époque.

On pourrait réaliser des bénéfices importans en refondant les pièces d'or antérieures à 1824, pour remplacer par du cuivre, ainsi que la loi le permet, l'argent qu'elles contiennent; ce dernier métal formant à peu près les quatre-vingt millièmes de la pièce, on n'aurait guère à consacrer que vingt-cinq ou trente millièmes à la refonte, et l'on bénéficierait la différence.

Les vieux écus de six livres contiennent pareillement une notable quantité d'or, que l'on a évaluée à 17 fr. pour une somme de 1,000 fr. en cette monnaie,

Les objets vendus par les orfèvres sont aussi soumis à des titres légaux. — La grosse orfèvrerie d'or doit renfermer, sur mille parties, neuf cent vingt d'or, et quatre-vingts de cuivre. Deux autres titres sont affectés aux petits objets : huit cent quarante ou sept cent cinquante parties d'or pur sur mille. — La grosse argenterie doit renfermer neuf cent cinquante d'argent pur sur mille, et la petite seulement huit cents.

Les *essayeurs* coupent les objets fabriqués qui ne sont pas au titre légal, quelle que soit la perte qui en résulte pour l'orfèvre relativement à la façon; ils marquent et garantissent les objets qu'ils ont reconnu avoir ce titre. Pour assumer sur soi une telle responsabilité, il faut qu'un essayeur soit bien sûr de ses procédés! — C'est à M. Gay-Lussac que l'on est redevable de la précision presque mathématique que réclame ce genre important d'analyse.

L'Asie n'exploite pas de métal précieux. Elle absorbe annuellement environ 158 millions de numéraire qui s'enfouissent en partie dans les trésors des puissans de cette contrée. — M. Beudant a calculé, d'après le chiffre des exploitations, que, depuis 1492, époque de la découverte de l'Amérique, le numéraire de l'Europe devait s'être augmenté d'environ

30 milliards; qu'en sus de cette valeur les cours des souverains de l'Asie avaient absorbé 46 milliards, et qu'enfin 12 milliards, environ, avaient encore été employés en objets de luxe.

En Russie, on vient de fabriquer de la monnaie avec un autre métal précieux, le *platine*, découvert depuis moins de cent ans : sa couleur est le blanc-gris; il est ductile, malléable, et se trouve surtout en paillettes et en grains dans les sables qui contiennent l'or et les diamans : au Brésil, dans les monts Ourals, en Sibérie, au Mexique. On en a trouvé dans l'Oural, aux mines Demidoff, une pépite de plus d'un pied de circonférence.

Le platine s'extrait à peu près comme l'or, par des lavages de sables. Son principal emploi a lieu aujourd'hui dans les fabriques de produits chimiques, où son infusibilité presque complète, et sa résistance à l'action des acides, le rendent précieux. Certaines fabriques d'acide sulfurique possèdent des vases et ustensiles de ce métal pour une valeur de plus de 200,000 francs.

Le platine est le plus lourd de tous les métaux; après lui vient l'or, qui est inattaquable aussi par les acides, et qui fond au-dessus de la chaleur rouge. — Quant à l'*argent*, il commence à se fondre à la chaleur rouge; il est plus facilement altéré que les

deux métaux précédens : on voit souvent les ustensiles d'argent noircir par les émanations sulfureuses, par le contact des œufs. Ce métal est doué d'une telle affinité pour le soufre, que c'est presque toujours en combinaison avec lui qu'on le rencontre dans la nature ; et c'est sur ces *sulfures* qu'ont lieu les grandes exploitations. Il se trouve aussi fréquemment uni au plomb. Il y a une mine d'argent natif à Konsberg, en Norwège. Les mines de sulfure d'argent qui étaient autrefois en France sont maintenant épuisées ou abandonnées.

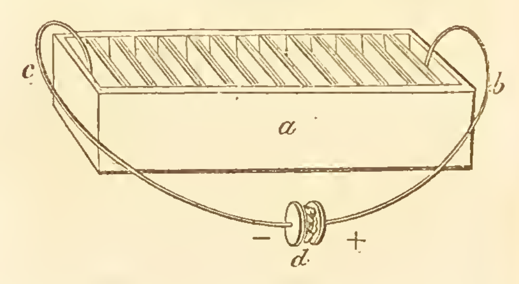
Potassium.

Le potassium a été découvert par un chimiste anglais du plus haut mérite, M. Humphry Davy, mort en 1829. — Vers 1807, un chimiste italien, ayant plongé les deux fils de la pile voltaïque dans un vase de verre rempli d'eau pure, pour décomposer ce liquide, trouva, après quelques heures d'expérience, que son eau contenait un acide particulier, *acide hydrochlorique*, et de la *soude*. Il en conclut et annonça que l'eau n'était pas composée d'oxigène et d'hydrogène seuls, mais encore d'acide hydrochlorique et de soude.

M. Davy voulut vérifier un fait qui était en contradiction avec les expériences les plus exactes, et il s'assura que l'acide hydrochlorique et la soude

provenaient du verre décomposé par la puissance de la pile. — Cette décomposition du verre l'amena à essayer l'action de l'instrument voltaïque sur plusieurs autres substances, et c'est de là que datent la découverte du potassium, qui forme avec l'oxigène, la potasse, la découverte du sodium, qui forme avec l'oxigène, la soude.

M. Davy, en effet, ayant placé de la potasse entre les deux fils de la pile, recueillit quelques parcelles d'un corps tendre, doué de l'éclat métallique, plus léger que l'eau, et s'enflammant avec vivacité au contact de ce liquide. Il le nomma *potassium*.



a, Pile à auges; *c*, *d*, fils négatif et positif de la pile, terminés par deux disques de métal entre lesquels on place un morceau de potasse *d*.

M. Davy décomposa de même la soude, et obtint pareillement un corps presque semblable au potassium, mais ne s'enflammant point au contact de ce liquide, il le nomma *sodium*.

Expliquons à quoi est due la différence de l'action que ces deux corps exercent sur l'eau.

Quand on met le potassium ou le sodium sur l'eau, ils lui enlèvent avec avidité son oxigène pour se combiner avec lui et former de nouveau des oxides : potasse et soude. Mais le potassium se combine plus vivement avec l'oxigène que le sodium ; aussi, au contact de l'eau, il s'échauffe au rouge et *enflamme* l'hydrogène de l'eau décomposée ; tandis que le sodium, qui décompose également l'eau, ne s'échauffe pas assez pour enflammer l'hydrogène. — Dans les deux cas, la potasse ou la soude se dissolvent dans l'eau, à laquelle elles communiquent une saveur urineuse, une saveur de lessive.

Le potassium et le sodium doivent être maniés avec beaucoup de soin ; ils prennent feu très facilement ; si, par malheur, un morceau, même très petit, de ces substances s'enflammait entre les doigts, on serait brûlé jusqu'à l'os.

On a dit que le potassium était la base du célèbre feu grégeois.

A l'occasion de la mémorable découverte du potassium et du sodium, nous dirons ici quelques mots de sir *Humphry Davy*. — C'était le fils d'un charpentier de Penzance (comté de Cornouailles). Dès son enfance, il montra une grande imagination, et ma-

nifesta une puissance poétique fort extraordinaire, puisqu'à douze ans il avait achevé un petit poème épique. L'esprit d'invention qu'il porta plus tard dans les sciences fut certainement une transformation de la poésie de sa première jeunesse. — A dix-sept ans il fut placé chez un chirurgien-apothicaire où il put se livrer à son goût pour la chimie. Vers cette époque, le fils du célèbre Watt, et le président de la société royale de Londres, M. Gilbert, demeurèrent successivement à Penzance, et un contact assez intime ne manqua pas de s'établir entre ces deux hommes et le jeune garçon apothicaire-chimiste et métaphysicien. Davy ne tarda pas à être appelé à Londres pour y remplir la place de professeur en second du cours de chimie à l'*Institution royale*; il mit la chimie à la mode. Son style était riche et poétique; les poètes suivaient assidument ses leçons pour y chercher des expressions métaphoriques. Sa présence était devenue un complément obligé des soirées du grand monde. Il suffisait à tout: travail et plaisirs. — L'Institut de France lui décerna, en 1807, le prix fondé par le premier consul, pour les découvertes importantes qui seraient faites dans l'électricité et le galvanisme.

En 1812, Davy fut fait chevalier et marié richement par le prince-régent. Il demanda à venir en France. L'empereur, qui avait refusé cette permis

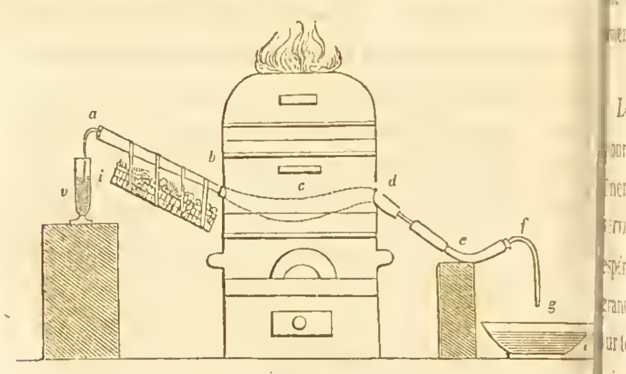
on à beaucoup d'Anglais, la lui accorda sur-le-hamp. Il est fâcheux d'être obligé d'ajouter que avy ne sut point se mettre au niveau de la conidération que la France lui accordait : étroit dans ses réjugés nationaux, il se montra froid par système, isque devant les chefs-d'œuvre de nos musées.

La lampe de sûreté qui porte son nom, ses recheres pour empêcher l'oxidation de la doublure en uivre des vaisseaux, la découverte du potassium et eaucoup d'autres, acquittent suffisamment sa dette nvers la société. — Sur la fin de ses jours, lorsque santé commença à s'altérer, il se reporta mélanoliquement vers la vie contemplative de son ennce. Amateur passionné de la pêche, il se livrait nguement à cet exercice paisible pendant qu'il cassait dans son imagination ses rêveries poétiques; nfin il s'éteignit lentement à Genève, en 1829, âgé cinquante-un ans, laissant pour son œuvre derère un livre plein de sentimens doux et élevés, titulé : *Les consolations en voyage, ou les derers jours d'un philosophe.*

Si l'on voulait se procurer le potassium et le soum au moyen de la pile de Volta, comme fit . Davy, leur prix serait aussi élevé que celui du mant. L'on doit aux deux grands chimistes franis, MM. Gay-Lussac et Thénard, l'invention d'un

procédé qui a beaucoup diminué la cherté de ces deux substances.

Préparation en grand du potassium et du sodium. — Ces messieurs décomposèrent la potasse et la soude avec des morceaux de fer portés à une très haute température et sur lesquels ces deux matières arrivaient peu à peu. Le fer prenait l'oxigène, devenait oxide de fer, et le potassium ou le sodium descendait à l'état pur dans un réservoir placé au-dessous.



a b, tube contenant la potasse; *m n*, grille portant des charbons rouges qui chauffent la potasse et l'amènent en vapeurs dans le tube *b c d* contenant le fer; le potassium qui se forme, se volatilise et se condense dans le réservoir *e f*. Les potits tubes *f g* et *a i* plongent dans des vases et *v'* remplis de mercure, et sont destinés à donner issue aux gaz en excès, dans l'intérieur de l'appareil.

D'autres chimistes ont employé le charbon pou

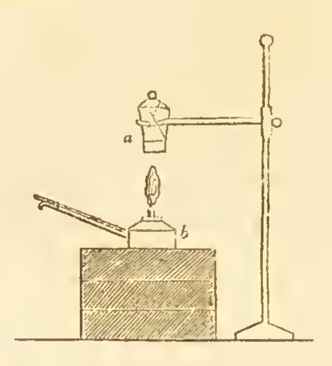
enlever l'oxigène à la potasse et mettre à nu le potassium ; tel est le procédé qu'a suivi M. Curandeau, et, plus récemment encore, M. Brunner, chimiste de Berne. Ce dernier a chauffé le mélange dans une cornue de fer battu, au lieu d'employer une cornue de grès, comme faisait M. Curandeau.

Une fois le potassium ou le sodium obtenus, on les conserve dans un liquide (huile de naphte), qui ne compte pas l'oxigène au nombre de ses élémens, et qui ne l'absorbe point.

Le potassium est employé dans les laboratoires pour faire les analyses : c'est un des réactifs les plus énergiques. Sous ce rapport, il a rendu d'immenses services et a fait faire à la chimie des progrès inespérés. On conçoit, en effet, qu'étant doué d'une grande affinité pour la plupart des corps, il peut agir sur tous les composés, dont il enlève quelques uns des principes constituans. La plupart du temps, il fait apparaître ainsi certains élémens que l'on s'efforçait en vain d'obtenir par d'autres voies. Avec son secours, on a obtenu le *bore*, le *silicium*, le *zirconium*, le *glucynium*, l'*yttrium*, l'*aluminium*, etc., tous corps engagés dans des combinaisons très stables, et qui avaient résisté jusque là aux moyens ordinaires de décomposition.

Pour offrir un exemple de ces décompositions,

nous indiquerons la manière dont M. Vöhler a obtenu l'*aluminium*



a, creuset de platine renfermant dix parties de *chlorure d'aluminium* (combinaison d'aluminium et de chlore) et une partie de potassium mélangées. Le creuset est bien fermé avec un couvercle, parce que la décomposition est très vive. *b*, lampe à esprit-de-vin pour chauffer le creuset et opérer la décomposition.

ALLIAGES.

C'est principalement à l'état d'*alliages* que les métaux trouvent leur usage le plus fréquent, parce que, combinés entre eux, ils présentent des propriétés que nous chercherions en vain dans chacun pris isolément. Nous avons vu ce fait à l'article des monnaies, pour lesquelles on ajoute un peu de cuivre à l'or et à l'argent; mais il y en a mille autres exemples.

Ainsi, si l'on veut avoir un corps métallique fusible à la température de l'eau bouillante, on ne pourra se le procurer qu'en fondant ensemble et mélangeant très intimement 8 parties de bismuth, 5 de plomb et 3 d'étain; les dentistes font quelquefois usage de cet alliage pour *plomber* les dents qui commencent à se gâter.

En faisant varier les proportions de bismuth, de plomb et d'étain, l'on pourra obtenir des alliages fusibles à des températures situées au-dessus ou au-dessous de 100° du thermomètre centigrade. Ce sont des alliages de ce genre qui servent à préparer les plaques fusibles destinées à prévenir les explosions des chaudières des machines à feu; on les nomme *plaques fusibles* de Darcet, parce que c'est à ce chimiste qu'on en doit l'invention.

Un autre exemple du changement de propriétés que présentent des métaux lorsqu'ils sont combinés, est l'alliage de potassium et de sodium. Il est cassant, tandis que les deux corps qui le forment sont ductiles et mous comme la cire.

Alliages du cuivre avec le zinc et l'étain.

Le *cuivre* pur est, après le fer, le métal dont on fait le plus usage dans les arts. — Il s'altère cependant assez facilement à l'air humide, dont il absorbe un peu d'oxigène et d'acide carbonique, pour former

du *carbonate de cuivre.* Cela arrive pour les statues d'airain exposées dans nos jardins d'agrément. — Il est ductile, malléable, communique aux doigts, par le frottement, une légère odeur ; enfin c'est un métal des plus sonores.

Le cuivre communique aux flammes une couleur verdâtre très sensible. On peut s'en convaincre tous les jours sur les fourneaux de cuisine lorsqu'on y place une casserole. Néanmoins le cuivre ne brûle pas. — Dans les feux d'artifice les belles étincelles vertes qui jaillissent quelquefois de certaines pièces sont dues à de petites parcelles de cuivre métallique mêlées à la poudre enflammée. Ajoutons en passant que les teintes rougeâtres qui apparaissent aussi dans les feux d'artifice sont dues à ce qu'on mélange avec la poudre de la *strontiane* (oxide de *strontium*).

Les principales mines de cuivre sont en Sibérie ; on n'en exploite que peu en France, à peu près pour 5 à 600,000 francs. Aussi ce métal est-il fort cher.

Laiton ou cuivre jaune. — Composé de [illegible] parties de cuivre et de 1 de zinc, il est d'un pri[x] moins élevé que le cuivre pur, plus fusible, plus fa[-] cile à travailler, et moins altérable à l'air. On e[n] fait des ustensiles de toutes sortes, des instrumen[ts]

de physique, des devantures de magasins, des épingles, des boutons, etc. Le *tombac*, le *chrysocale*, le *similor*, le *métal du prince Robert*, l'or *de Manheim*, sont aussi des alliages de cuivre et de zinc en diverses proportions. — On tire aujourd'hui un grand parti du laiton dans la bijouterie en faux; pour imiter l'or de manière à tromper un œil exercé, on prend 80 parties de cuivre et 20 de zinc.

Le zinc est employé aussi à l'état pur; mais ce n'est que depuis quelques années qu'on a su le travailler, et l'obtenir en lames; il forme un des élémens de la pile galvanique; on en fait des baignoires, des bassins, des gouttières, des couvertures de toits, etc. — Il serait dangereux de l'utiliser pour les ustensiles de cuisine, car les acides, comme le vinaigre, le jus de citron, le verjus, le dissolvent et produisent sur l'estomac l'action d'un émétique.

Étamage. — Le cuivre ou le laiton destinés à la préparation de nos alimens doivent être recouverts d'une couche d'étain, pour qu'il n'arrive aucun accident fâcheux; c'est ce qui constitue l'étamage. Par ce moyen le cuivre ou le laiton sont préservés du contact immédiat des graisses et des acides : ceux-ci se combineraient facilement avec le cuivre, surtout à l'aide de la chaleur, et formeraient ce

qu'on nomme vulgairement du *vert-de-gris*, poison très dangereux. — Un étamage ne dure guère au-delà d'un mois sans altération lorsque le vase est employé journellement ; le récurage, le sable, le frottement des cuillères, en enlèvent de petites portions ; d'autres sont entraînées par le vinaigre, le jus de citron, etc.

BRONZE. — *Canons, médailles, cloches, cymbales, timbres d'horlogerie, tamtam*, etc. — Toutes les matières indiquées dans le titre qu'on vient de lire sont des alliages de cuivre et d'étain, en diverses proportions, présentant des qualités particulières que l'on rechercherait en vain dans chacun de ces métaux ; ils sont plus *tenaces*, plus *durs* et plus *fusibles* que le cuivre.

Ces alliages portent le nom général de *bronze*. On les appelle encore *airain* ; les anciens en faisaient un usage presque général. Ils l'employaient à leurs monnaies, à couler des statues, à fabriquer des instrumens de guerre, et aussi des ustensiles domestiques, etc., etc.

Le bronze des canons est un alliage de 100 parties de cuivre et de 11 parties d'étain. — Lorsqu'on a vu tout le travail nécessaire pour faire le moule d'une bouche à feu, pour la couler (car on la coule en

masse), la *forer*, la *tourner*, on éprouve un véritable regret en apprenant la promptitude avec laquelle cette pièce est mise hors de service; souvent en effet il suffit pour cela de trois à cinq cents coups. Il y en a cependant qui, dans certaines circonstances, dépendantes du bronze, de la coulée, de la force de la poudre, et de la succession plus ou moins rapide du tir, peuvent fournir jusqu'à trois ou quatre mille coups. Les canons qui résistent le moins sont ceux de fort calibre. Beaucoup de pièces de siége qui étaient sorties neuves des arsenaux de Douai pour aller faire la courte campagne d'Anvers en sont revenues bonnes seulement à être refondues.

Les premiers canons étaient de longs cylindres faits en tôle, entourés de cercles de fer ou de cuivre; mais les graves inconvéniens d'une semblable disposition se manifestèrent bientôt : on les fabriqua alors en fer battu, puis en fonte, enfin en bronze.

Comme les canons de marine ne servent ni aussi fréquemment ni aussi long-temps de suite que les canons destinés aux combats de terre, on les fabrique encore aujourd'hui en fonte, ce qui donne une grande économie. Il faut ajouter néanmoins que l'emploi de la fonte ne résulte pas seulement de l'économie qu'elle présente; c'est une nécessité que l'expérience a démontrée : des canons de bronze, concentrés en grand nombre dans la petite étendue du bâtiment, sur-

tout dans les entre-ponts, rendraient, pendant les combats, un son perçant et prolongé que n'ont pas les canons de fonte, son qui ferait saigner les oreilles des matelots au point de les frapper bientôt de surdité. Au reste, les canons de fonte offrent aussi de graves inconvéniens, entre autres celui de voler en éclats lorsqu'ils se brisent, et de mettre jusqu'à quinze à vingt personnes hors de combat; celui enfin d'être très lourds, de charger ainsi beaucoup plus que des canons de bronze les parties hautes du bâtiment, à la stabilité duquel ils nuisent en élevant son centre de gravité.

Dans l'origine les canons étaient d'un diamètre considérable, et les boulets en pierre. On raconte qu'au siége de Constantinople, en 1453, Mahomet II employa un canon tirant seulement quatre fois par jour, et lançant des boulets de pierre de 1,200 livres. Il paraît que ce fut au siége de *Clodia-Fossa*, dirigé, en 1366, contre les Génois par les Vénitiens, que l'on tira le canon pour la première fois : quelques auteurs cependant prétendent que l'on s'en était déjà servi en France sous Philippe de Valois, en 1338.

Lorsqu'il s'agit de frapper une *médaille* à l'occasion d'un fait mémorable, le métal que l'on doit préférer est celui qui, se prêtant assez facilement à la fa-

brication, possède une grande dureté et une grande résistance aux causes qui peuvent le détériorer. — Les anciens savaient bien travailler le bronze. Leurs médailles sont assez bien conservées pour que les antiquaires puissent en tirer de précieux renseignemens historiques. Le bronze est encore aujourd'hui la matière qui se prête le mieux à la fabrication des médailles, surtout depuis que M. Darcet a trouvé le moyen de le rendre malléable par la trempe. Cet alliage est formé de 100 parties de cuivre et de 7 à 11 d'étain.

Les *cloches*, les *cymbales*, les *timbres d'horlogerie*, les *sonnettes d'appartement*, etc., doivent être formées de quatre-vingts parties de cuivre et de vingt parties d'étain, pour avoir un beau son. Toutes les grosses cloches n'ont pas cette composition, parce qu'on les forme souvent avec de vieux ustensiles qui renferment du plomb, du zinc, et quelquefois ces deux métaux réunis.

Il existe un instrument d'origine chinoise nommé *tamtam;* c'est un disque rond de peu d'épaisseur, et dont les bords sont relevés en arrière. Si on le frappe avec un tampon de grosse caisse, il rend un son grave, frémissant, lugubre, qui va grossissant, et dont on ne peut se faire une idée exacte qu'après

l'avoir entendu; on s'en sert, en Chine, pour appeler les peuples des villes à la prière; il y est aussi employé dans les orchestres. Le personnage assis dans la figure suivante frappe sur un tamtam.



Il y a quelques années, Paris n'en possédait que trois qui venaient de Chine; on savait bien leur composition chimique, mais on avait beau faire l'alliage de quatre-vingts parties de cuivre et de vingt parties d'étain, il se brisait sous le marteau lorsqu'on voulait le travailler, il n'était pas malléable; et cependant, en examinant ceux qui venaient de

Chine, on reconnaissait qu'ils avaient été faits avec le marteau ! Enfin M. Darcet découvrit le secret de la fabrication du tamtam. Le *tour de main* consiste en ce que l'alliage dont cet instrument est formé a besoin d'être *trempé* pour se prêter au travail. Lorsque le tamtam a été fabriqué, on le détrempe, ce qui se fait ainsi que nous le savons déjà, en l'exposant à une forte chaleur et le laissant ensuite refroidir par degrés insensibles; c'est, comme on voit, l'inverse de ce qui arrive pour l'acier, que l'on ne peut travailler trempé.

On se sert du tamtam à l'orchestre de l'Opéra; il est d'un très heureux emploi au milieu d'une musique à effet.

L'*étain* dont nous venons d'étudier les alliages avec le cuivre, est peu répandu; on n'en exploite en France aucune mine. Le plus célèbre et le meilleur est celui de l'Inde, de Banca et de Malaca; l'Angleterre en possède dans le comté de Cornouailles des mines importantes.— Il est presque aussi blanc que l'argent; quand on le plie en divers sens, il fait entendre un petit craquement surnommé *cri de l'étain*. Indépendamment de l'emploi de ses alliages, il entre aussi seul dans la fabrication de vases et d'instrumens, et dans l'étamage.

Alliages du plomb avec l'étain et l'antimoine.

Le plomb se trouve en abondance dans la nature : il est mou, rayé même par l'ongle ; il ne rend aucun son. Comme il se prête aisément à prendre toutes les formes, il s'emploie seul très fréquemment. Il est très lent à *s'oxider* même à l'air humide ; l'eau qui séjourne dans les vases de plomb n'a aussi sur lui qu'une action très faible et très lente, ce qui le rend précieux pour la fabrication des tuyaux de conduite. Les acides même les plus forts n'agissent sur lui que très peu ou point, à la température ordinaire.

On extrait le plomb de la *galène*, minerai très répandu qui est formé de plomb et de soufre, et qui contient généralement un peu d'argent. — Il y a en France deux exploitations considérables de galène, en Bretagne et dans la Lozère ; en Angleterre, les mines du *Derbyshire* fournissent la plus grande partie du plomb du commerce ; depuis 1820, l'Espagne a commencé à en jeter sur les marchés des quantités immenses, des centaines de milliers de quintaux.

Le plomb et l'étain, en proportions diverses, forment la *soudure des plombiers* qui sert à unir entre eux les tuyaux de plomb, et les alliages avec lesquels on fabrique de la *vaisselle*, *des fontaines*, *des cuillères*, etc.

Caractères d'imprimerie. — Ils sont faits en unissant vingt parties d'*antimoine* et quatre-vingts de plomb : avec ces proportions, les *caractères* ont assez de dureté pour résister à l'effort de la presse, et assez d'élasticité pour ne pas déchirer le papier. — L'antimoine seul serait par trop cassant et le plomb trop mou.

L'origine du nom d'*antimoine* est assez curieuse pour la rapporter ici.

Ce métal fut découvert par Basile Valentin, regardé comme un moine bénédictin de l'abbaye d'Erfurt, dans l'électorat de Mayence : c'était un philosophe très laborieux et très habile dans la chimie pratique, telle qu'elle existait alors (15e siècle).

Ayant jeté hors de son laboratoire un résidu où se trouvait de l'antimoine, il le vit avaler par des pores ; bientôt ces animaux se trouvèrent fortement purgés, et par la suite engraissèrent d'une façon extraordinaire. Basile Valentin, voulant profiter de cette découverte pour redonner de l'embonpoint à quelques uns des religieux de son monastère, exténués par les jeûnes et les mortifications, leur administra ce nouveau remède, qui leur fut fatal et en fit périr un bon nombre. De là le nom d'*antimoine*.

Alliages du cuivre avec le zinc et le nickel.

En 1822 on a reconnu que le *cuivre blanc*, dont les Chinois prohibent la sortie, est un alliage de *nickel* de cuivre et de zinc; il est presque aussi blanc que l'argent; suspendu et frappé avec les doigts, il produit un son sensible à plus d'un quart de lieue de distance. — Le *packfung*, *argentan*, *maillechort* est aussi un alliage de nickel avec le cuivre et le zinc, semblable au cuivre chinois; on l'emploie depuis quelques années à faire des fourchettes, des éperons, des garnitures de couteaux, etc.

Le nickel entre dans presque toutes les pierres tombées de l'atmosphère.

Amalgames.

Lorsque le mercure entre comme élément dans un alliage, celui-ci change de nom et s'appelle *amalgame* : ainsi, l'*amalgame d'étain* est la combinaison du mercure et de l'étain; ce composé sert à étamer les glaces.

Pour faire cette opération, on verse une certaine quantité de mercure sur une feuille d'étain bien étendue horizontalement; il se forme une couche d'amalgame assez épaisse, on glisse une glace avec précision, de manière à couper cette couche en deux; enfin, on charge la glace de poids pendant

quelques heures, pour déterminer l'adhérence du verre à la feuille d'étain amalgamée. Faute de ce procédé, on ne pourrait se mirer que dans des plaques métalliques polies, ce qui serait fort cher, ou dans le cristal des fontaines, comme faisaient les bergères des églogues, idylles et pastorales; mais aujourd'hui la villageoise la plus pauvre a pu acheter au colporteur, pour quelques sous, le miroir de sa toilette.

L'amalgame d'or sert à dorer les objets en laiton.

Le mercure est connu de tout le monde. Qui n'en a vu dans les baromètres et les thermomètres? C'est le seul métal qui soit liquide; il est plus lourd que le fer; aussi ce dernier surnage-t-il sur le mercure comme un bouchon sur l'eau. — Il peut être solidifié par un froid de 40° au-dessous de zéro; il ne bout qu'à 360°. Ses vapeurs sont dangereuses, et l'on doit prendre les plus grandes précautions pour en garantir les ouvriers dans les ateliers où il est besoin de l'exposer à une forte chaleur.

Comme il s'unit très rapidement avec l'or, l'argent et le cuivre, il faut avoir soin d'ôter de ses doigts les anneaux d'or que l'on pourrait y porter, si l'on était obligé, par quelque expérience chimique, de plonger la main dans du mercure. L'anneau d'or serait bientôt blanchi et rongé plus ou moins par

son séjour dans ce métal; et d'ailleurs il deviendrait si eassant, qu'un léger choc le briserait.

OXIDES.

Nous avons souvent parlé des oxides : ce sont les combinaisons des métaux avec l'oxigène; on les appelait autrefois *terres métalliques*, *chaux métalliques*, ainsi que déjà nous avons eu occasion de le dire, parce qu'en effet quand ils sont en poussière, ils sont ternes et ont l'aspect terreux. — Certains oxides abandonnent leur oxigène par la chaleur, d'autres le retiennent à toute température. Ainsi aucune chaleur ne peut décomposer les oxides de potassium (potasse), de sodium (soude), de calcium (chaux), de magnesium (magnésie), d'aluminium (alumine), de fer, d'étain, de zinc, etc.; tandis que, d'une autre part, l'oxide de mercure se réduit (1) à la chaleur rouge, et que l'or, l'argent (2), le platine ne peuvent s'unir directement à l'oxigène.

Nous allons dire ici quelques mots sur les oxides principalement employés dans les arts.

(1) *Réduire*, expression adoptée pour dire débarrasser un oxide de son oxigène, ou reproduire, revivifier le métal.

(2) L'argent ne peut s'unir directement avec l'oxigène qu'à une très haute température; mais, chose singulière, cet oxide se détruit par le refroidissement.

Potasse, — très soluble dans l'eau, caustique. Elle s'emploie dans le savon, le verre; elle entre dans l'alun, le nitre; c'est un des réactifs les plus utiles au chimiste.

Nous avons assez parlé de cet oxide pour que le lecteur soit familiarisé avec lui.

Nous ferons une observation semblable pour la *soude*, qui jouit à peu près des mêmes propriétés, qui sert en général aux mêmes usages que la potasse; pour la *chaux*, que nous connaissons à fond. Nous avons aussi suffisamment étudié l'*alumine*.

Magnésie. — On en fait usage, en médecine, contre les aigreurs d'estomac, et dans les empoisonnemens par acides; elle s'empare des aigreurs et des acides contenus dans l'estomac, se combine puissamment avec eux, et neutralise leur action. La potasse, la soude et la chaux neutraliseraient encore mieux les acides; mais ces oxides sont tellement caustiques, qu'ils détermineraient des accidens aussi graves que ceux que l'on voudrait prévenir; c'est ce qui fait donner la préférence à la magnésie. Cependant, en cas de danger pressant, on pourrait faire boire de l'eau de savon, où la potasse et la soude sont adoucies par les matières grasses.

Peroxide de manganèse. — On rencontre en assez grande quantité dans la nature, des dépôts de

peroxide de manganèse, susceptible, par la calcination, d'abandonner une certaine portion de son oxigène, et de passer à un état d'oxidation moins élevé. C'est même de cette propriété qu'on fait souvent usage pour obtenir dans les laboratoires de l'oxigène pur.

Oxides de fer. — L'*hématite*, le fer *oligiste*, le fer *oolitique*, le *colcothar*, le *rouge de Prusse*, le *safran de mars*, l'*éthiops martial*, sont du *peroxide de fer*. Cet oxide, mêlé avec de l'argile, forme les crayons rouges. L'*aimant* est un oxide de fer moins oxigéné; il est très abondant dans le sein de la terre; on le trouve surtout en Suède, en Norwége, en Sibérie, en Corse, etc., etc.

Oxide de zinc. — On fait souvent dans les cours de chimie une expérience qui excite l'attention des élèves : en chauffant au rouge le zinc dans un creuset bien fermé et débouchant ensuite à l'air, il se forme un oxide blanc, floconneux, semblable à de la laine, et assez léger pour être enlevé par le courant d'air. La lumière est très vive, son éclat est éblouissant. C'est cet oxide que les anciens chimistes désignaient sous les noms de *fleurs de zinc*, *pompholix*, *nihil album*, *lana philosophica*.

Bi-oxide d'étain. — Assez abondant dans la na-

ture, puisque c'est de lui qu'on extrait tout l'étain du commerce, il entre dans la composition de l'émail, auquel nous avons vu qu'il donnait l'apparence opaque ou laiteuse.

Oxide de cobalt. — Cet oxide a la propriété de donner une couleur bleue à un grand nombre de ses combinaisons; aussi entre-t-il dans la composition des couleurs bleues du commerce ou des arts.

Oxide d'arsenic. — Le poison que l'on appelle vulgairement arsenic n'est pas le métal de ce nom, mais bien son oxide, que l'on appelle aussi *acide arsénieux*, parce qu'il jouit des propriétés acides. Ce corps, employé comme *mort-aux-rats*, agit avec violence sur les chairs; il les ronge et les désorganise. Introduit dans l'estomac, il en attaque la partie muqueuse, y produit des taches rouges gangréneuses, et peut même la percer lorsqu'il est en quantité suffisante. Les empoisonnemens par l'arsenic causent aux malheureuses victimes des douleurs atroces, et sont presque toujours mortelles, pour peu que l'action du métal ait été prolongée. Mais au moins le coupable ne saurait avoir l'espoir d'anéantir les traces de son crime : la chimie fournit des moyens irrécusables de constater un empoison-

nement par l'arsenic, lors même qu'il daterait de plusieurs années, lors même que la personne empoisonnée serait réduite, dans la terre, à un squelette privé de chair musculaire : il suffit en effet de connaître à peu près la place où était l'estomac; on enlève la terre en cet endroit, et on la soumet à des opérations chimiques dont la précision est si grande, qu'elles peuvent faire reparaître à l'état métallique les traces les plus légères d'arsenic.

L'acide arsénieux en poudre est blanc comme du sucre. Il serait très dangereux de le laisser dans une maison à la portée des enfans, qui, trompés par l'apparence, pourraient s'empoisonner. On le distingue facilement du sucre, car si l'on met une petite pincée de la substance vénéneuse sur un charbon ardent, il s'élève aussitôt une odeur d'ail très forte.

L'acide arsénieux entre dans le beau vert de Schéele, employé pour les papiers peints. Il y est combiné avec l'oxide de cuivre.

Oxide de chrôme. — Il est vert; il forme, avec presque tous les corps, des composés colorés; l'éméraude lui doit sa couleur verte. Il est employé pour les pierres artificielles, pour la peinture sur verre et sur porcelaine.

Oxide de plomb. — La *litharge* jaunâtre et le *minium* rouge sont des oxides de plomb avec différentes proportions d'oxigène. Ils servent dans la fabrication du cristal, dans les vernis des poteries, dans certaines couleurs de peinture, etc.

Oxides de cuivre. — Le protoxide fondu avec le verre le colore en pourpre ; le bi-oxide le colore en vert.

Oxides de mercure. — C'est ce célèbre *précipité-per-se* qui joua un si grand rôle dans la découverte de la composition de l'air. En chauffant le mercure un peu au-dessous de la chaleur rouge au contact de l'air, sa surface prend de l'oxigène, se change en bi-oxide ; et si l'on continue à chauffer jusqu'au rouge, l'oxide se réduit et redevient métal.

Tableau historique de la découverte des métaux.

Nous empruntons à M. Thénard ce tableau fort intéressant.

NOMS des MÉTAUX.	AUTEURS DE LEUR DÉCOUVERTE.	Époques de leur découverte.
Or	Connus de toute antiquité.	
Argent . . .	Connus de toute antiquité.	
Fer	Connus de toute antiquité.	
Cuivre . . .	Connus de toute antiquité.	
Mercure. . .	Connus de toute antiquité.	
Plomb. . . .	Connus de toute antiquité.	
Etain	Connus de toute antiquité.	
Zinc	Indiqué par Paracelse, qui mourut en	1541
Bismuth. . .	Décrit dans le traité d'Agricola qui parut en	1520
Antimoine. .	Basile-Valentin décrivit le procédé d'extraction.	xve siècle.
Arsenic. . .	Brandt.	1733
Cobalt . . .	Brandt.	1733
Platine . . .	Wood, essayeur à la Jamaïque. .	1741
Nickel . . .	Cronstedt.	1751
Manganèse .	Gahn et Schéele, à peu près vers	1774
Tungstène. .	MM. Delhuyart, à peu près vers	1781
Tellure . . .	M. Muller de Reicheustein. . . .	1782
Molybdène .	Soupçonné par Schéele et Bergmann, constaté par Hielm en	1782
Titane . . .	Grégor	1788
Urane. . . .	Klaproth	1789
Chrôme. . .	Vauquelin.	1797
Columbium .	M. Hatchett.	1802

NOMS des MÉTAUX.	AUTEURS DE LEUR DECOUVERTE.	Epoques de leur decouverte.
Palladium. . Rhodium . .	Wollaston.	1803
Iridinm. . .	Par Descotils, et constaté par Fourcroy, Vauquelin et Smithson-Tennant en	1803
Osmium. . .	Tennant, en	1803
Cérium . . .	MM. Hisinger et Berzelius	1804
Potassium. . Sodium . . .	Découverts par Davy en	1807
Barium . . . Strontium. . Calcium. . .	Indiqués par M. Davy en	1807
Cadmium . .	M. Hermann ou M. Stromeyer. .	1818
Lithium . .	M. Arfwedson	1818
Aluminium . Yttrium. . . Glucynium..	Isolés par M. Wohler en	1827
Maguesium .	Isolé par M. Bussy en.	1828
Vanadium. .	Entrevu par Del Rio en	1801
	Découvert par M. Sefstrom en . .	1830

Jusqu'au renouvellement de la chimie par la théorie de Lavoisier, on a classé les métaux en *parfaits*, *imparfaits*, *demi-métaux*.— Dans les sept qui étaient connus de toute antiquité, l'or et l'argent jouissant au plus haut degré de la malléabilité, de la ductilité, de l'éclat, de la fixité, de la résistance aux causes d'altération, étaient les *métaux parfaits*:

le cuivre, le fer, l'étain et le plomb, qui, chauffés au contact de l'air, s'oxident et perdent les qualités métalliques que nous venons d'énoncer, étaient les *métaux imparfaits*; le mercure, étant liquide, formait une classe à part. Le nombre de sept, semblable à celui des planètes alors connues, avait fait supposer entre les corps célestes et les métaux des relations mystérieuses exploitées surtout par ceux qui se piquaient de divination, d'astrologie, etc. On désignait même les métaux par les noms et les signes des planètes correspondantes.

Saturne,	*Soleil*,	*Mercure*,	*Lune*,	*Mars*,	*Vénus*,	*Jupiter*.
plomb,	or,	vif-argent,	argent,	fer,	cuivre,	étain.

L'antimoine, le bismuth, le zinc, découverts du XVe au XVIe siècle, furent nommés *demi-métaux*, principalement parce qu'au lieu d'être ductiles ils étaient cassans. La plupart de ceux que l'on découvrit par la suite furent rangés dans la même classe, sauf le platine, qui prit rang parmi les *métaux parfaits*.

Cette classification des métaux exprimait bien la tendance des esprits dirigée vers l'alchimie.

Imbus de théories diverses sur la nature des corps, les alchimistes pensaient que les différentes substances étaient un mélange d'une matière parfaite unie à une autre matière vile et impure; l'or ordi-

naire était, de tous les corps, celui qui renfermait le moins de matière impure; c'était l'*âme*, le *soleil*, le *roi des métaux*. L'argent venait ensuite. Les autres métaux, ceux qui étaient nommés vils ou imparfaits, devaient, par l'addition d'une petite quantité de matière pure, se perfectionner à vue d'œil, perdre leur matière impure et devenir métaux parfaits. Tels étaient les résultats auxquels devaient conduire les opérations du *grand œuvre, de l'œuvre hermétique, de la transmutation*; tel était *le but le plus sublime* que l'on pût se proposer.

Le nom de *pierre philosophale* a été donné à cette matière pure, à cette *poudre de projection*, dont quelques grains suffisaient pour opérer le grand œuvre. Beaucoup d'adeptes ont affirmé l'avoir possédée; beaucoup assurent l'avoir vue; mais aucun ne l'a gardée, aucun même n'en a eu suffisamment pour s'enrichir; la plupart sont morts pauvres. Le mot de *pierre philosophale* est aujourd'hui passé en proverbe, pour indiquer les recherches vaines et les poursuites de résultats chimériques.

Les alchimistes croyaient encore à une autre manière de dépouiller les métaux de leur matière impure; c'était de les exposer pendant long-temps à un feu violent et soutenu. Ils les couvaient ainsi, comme l'oiseau couve son œuf. Ils avaient, dans ce

but, une patience que l'on ne peut trouver que chez des hommes pleins de foi dans leurs travaux. Ils maintenaient les feux de leurs fourneaux pendant des années entières, espérant toujours voir les métaux soumis à cette longue épreuve devenir or ou argent.



Alchimiste devant son fourneau.

Un des alchimistes les plus originaux, et qui, on peut le dire, rendit le plus de services, fut Paracelse, qui vécut au commencement du XVIe siècle.

C'est lui, à proprement parler, qui introduisit la chimie dans la médecine. On lui doit des préparations minérales utiles contre certaines maladies; il

est vrai qu'il se récompensait lui-même par les éloges les plus exagérés, par les prétentions les plus exorbitantes : il s'intitulait le *prince de la médecine*, le *monarque des Arcanes;* à son nom de Paracelse, il en avait adjoint cinq autres, et ne permettait pas qu'on l'appelât autrement que *Philippe Auréole*, *Théophraste*, *Paracelse*, *Bombast d'Hohenem*. Son emphase et sa hardiesse passaient toutes bornes. Entêté des chimères de l'astrologie, de la cabale, de la magie, en un mot, de toutes les sciences occultes, il prétendit avoir trouvé le remède à tous les maux, la *panacée universelle*, et se vanta de pouvoir prolonger sa vie humaine indéfiniment; mais il mourut en 1541, à l'âge de quarante-huit ans, dans un cabaret de Salzbourg, au milieu des excès de débauche qui lui étaient familiers; car Paracelse était loin de se piquer de cette pureté de mœurs qu'un grand nombre d'alchimistes, consciencieux dans leurs vaines recherches, considéraient comme une condition indispensable aux succès de leurs travaux.

XI.

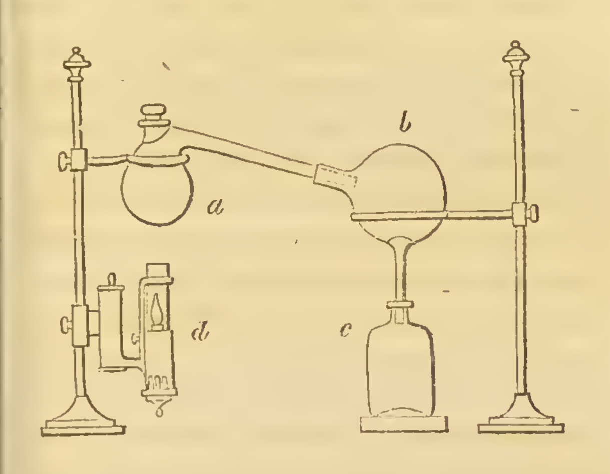
DES ACIDES.

Les *acides* forment une classe de corps importante dans la chimie scientifique comme dans la chimie industrielle ; nous nous occuperons d'abord dans ce chapitre des propriétés particulières de quelques uns d'entre eux dont l'emploi est le plus habituel.

Acide nitrique.

Il est peu de personnes qui n'aient point entendu parler de l'*eau-forte*, dont l'usage est fréquent dans une foule de manipulations des arts. Cette *eau-forte* du commerce est appelée, dans la chimie, acide *nitrique*, parce qu'on la retire du *nitre* ou *salpêtre* (nitrate de potasse) dont nous aurons plus loin occasion de parler. L'acide nitrique est formé d'oxigène et d'azote ; M. Thénard lui a donné récemment le nom d'acide *azotique*.

La fabrication de l'acide nitrique se fait en versant de l'acide sulfurique sur du nitre et chauffant le mélange. L'acide nitrique se dégage en vapeurs que l'on recueille, et l'acide sulfurique forme du sulfate de potasse. L'appareil suivant indique les détails de l'opération.



a, Cornue en verre dans laquelle on verse du nitre d'abord, et ensuite de l'acide sulfurique; *b*, ballon où se rendent les vapeurs d'acide nitrique; *c*, flacon où ces vapeurs coulent après être redevenues liquides; *d*, lampe servant à chauffer le mélange contenu dans la cornue *a*.

L'acide nitrique ne peut exister sans eau; lorsqu'on lui enlève celle qui lui est indispensable, il se

décompose en oxigène et acide *hypo-nitrique* (1) (connu autrefois sous le nom de *gaz acide nitreux*) qui produit dans l'air d'abondantes vapeurs rougeâtres et suffocantes.

L'acide nitrique bien concentré, c'est-à-dire qui ne contient plus que l'eau nécessaire à son existence, est extrêmement énergique. Ses émanations sont très piquantes; il est corrosif à l'excès. Un envieux, il y a une dizaine d'années, en lança sur un tableau du Musée, auquel il causa de graves dommages; des misérables se plaisaient, il y a deux hivers, à en jeter, le soir, sur les vêtemens des dames. — Il colore la peau en jaune pour peu qu'il se trouve en contact avec elle, et opère ainsi une décomposition rapide du tissu cutané; on fait usage de cette propriété pour détruire les verrues.

L'acide nitrique se combine vivement avec les oxides métalliques; il attaque et dissout promptement un grand nombre de métaux; dans ce cas une portion d'acide cède d'abord au métal une certaine quantité de son oxigène, et se transforme en acide hypo-nitrique dont les vapeurs rutilantes se dégagent; l'autre portion d'acide nitrique s'unit alors à l'oxide métallique formé et donne un *nitrate*.

Le procédé de *gravure à l'eau-forte* est fondé sur

(1) Cet acide contient moins d'oxigène que l'acide nitrique.

la propriété qu'a l'acide nitrique de dissoudre les métaux. On couvre la planche de cuivre d'une mince couche de cire; avec une pointe on trace ses dessins sur cette cire, en ayant soin de pénétrer jusqu'au métal; puis on verse dessus une certaine quantité d'acide nitrique étendu d'eau, qui n'a pas d'action sur la cire, mais qui mord peu à peu dans les parties métalliques mises à nu par la pointe à dessiner.

Essais d'or à la pierre de touche. — L'acide nitrique est employé par les orfèvres, pour vérifier les objets d'or ou soi-disant d'or qu'on leur propose d'acheter. Ils frottent le bijou avec une pierre noire qui est très dure, sur laquelle s'attache une couche extrêmement mince du métal; ils passent ensuite un peu d'eau-forte par-dessus : si la petite couche est d'or pur, elle se maintient sans altération; elle pâlit plus ou moins si l'or est allié au cuivre; enfin elle disparaît complètement si l'objet est entièrement en cuivre ou en composition. C'est ce que l'on comprend de suite si l'on observe que l'eau-forte n'a aucune action sur l'or et qu'elle dissout très bien le cuivre. La pierre usitée dans ce cas est un silex schisteux, ou du jaspe ou du basalte.

Encre à marquer le linge. Pierre infernale. — L'acide nitrique dissout très bien l'argent. Lorsque le métal a disparu, l'on chauffe assez fortement la liqueur afin de chasser l'acide qui pourrait rester,

Le vase ne contient plus alors que du nitrate d'argent, qui donne avec l'eau une dissolution très limpide. Si l'on écrit avec ce liquide, on obtient des lettres, d'abord invisibles, mais qui, exposées à la lumière solaire, noircissent promptement et sont ineffaçables, même par la plus forte lessive.

En chauffant davantage la dissolution de nitrate d'argent et chassant ainsi toute l'eau qui servait à la former, on obtient une masse solide que l'on peut fondre et couler en petits lingots. Ces lingots ne sont autre chose que la *pierre infernale*, employée par les médecins, à cautériser certaines plaies, et à détruire les excroissances de chair rebelles.

Combinaisons de l'azote avec l'oxigène.—L'azote forme avec l'oxigène cinq combinaisons :

1° *Protoxide d'azote*, composé de 1 volume de gaz azote et de $\frac{1}{2}$ volume de gaz oxigène; il a une saveur sucrée; respiré en petite quantité, il exerce sur l'économie animale une sorte d'asphyxie généralement douloureuse, mais dans laquelle quelques chimistes ont trouvé diverses sensations de plaisir. Il fit beaucoup de bruit lorsque Davy le mit en honneur par quelques expériences. C'était à qui en respirerait. Un peu de jonglerie s'y mêla de la part de quelques amateurs. Maintenant on n'en parle plus.

2° *Bi-oxide d'azote*, gaz incolore, composé de 1 volume de gaz azote et de 1 volume de gaz

oxigène. Il est facile à reconnaître; car, en le laissant échapper à l'air, il se transforme en acide hypo-nitrique, qui donne d'abondantes vapeurs rougeâtres.

5° L'acide *nitreux*, composé de 1 volume de gaz azote et de 1 volume ½ de gaz oxigène. On ne peut l'obtenir isolé.

4° L'acide *hypo-nitrique*, composé de 1 volume de gaz azote et de deux volumes de gaz oxigène. C'est celui qui était connu, il y a peu d'années, sous le nom de *gaz nitreux*; il est liquide à la température ordinaire.

5° Enfin l'acide nitrique composé de 1 volume de gaz azote et de deux volume ½ de gaz oxigène.

Acide sulfurique.

Nous avons dejà dit un mot du *gaz acide sulfureux*, piquant, suffocant, qui se produit dans la combustion du soufre des allumettes. Il est employé au blanchîment de la soie et à la guérison des maladies de la peau, pour lesquelles c'est un remède héroïque. La quantité d'oxigène qu'il contient est moins grande que celle qui entre dans la composition de l'acide sulfurique dont nous allons parler, et qui a des proprietés bien différentes.

L'acide sulfurique se présente toujours comme un liquide. Il a une énorme affinité pour l'eau, et s'en

empare partout où il la trouve; on a beau faire, il en conserve toujours une petite quantité dont on ne peut le débarrasser complètement; si l'on cherche, par une forte chaleur, à faire évaporer cette eau, il se décompose en oxigène et en acide sulfureux. Quand il ne contient plus que la quantité d'eau qui lui est absolument nécessaire pour exister, on dit qu'il est *concentré;* c'est alors qu'il a les propriétés acides les plus énergiques. Exposé à l'humidité de l'air, dans cet état de concentration, il peut en absorber jusqu'à prendre un volume cinq fois plus considérable. Lorsque, pour l'affaiblir, on y verse de l'eau, il se dégage une telle chaleur, que le vase peut se briser, si l'opération est trop brusquement conduite, et il en peut résulter de graves accidens.

L'acide sulfurique est indispensable dans une foule d'industries. On en consomme en France des millions de kilogrammes par année. Son prix est d'environ 15 centimes la livre. — Dans la chimie c'est un des réactifs que l'on emploie le plus souvent. Il a aussi joué un grand rôle dans les théories des anciens chimistes, et surtout dans la théorie du *phlogistique.* Les expériences auxquelles Stahl le soumit conjointement avec le soufre, furent d'une haute importance, puisqu'elles servirent de fondement à son système. Cet illustre savant regardait l'acide sulfurique comme l'*acide universel*, le prin

cipe de tous les autres acides et le plus simple de tous; imaginant, par exemple, « que l'acide nitreux » n'est autre chose que de l'acide sulfurique com- » biné par le moyen de la putréfaction avec une cer- » taine quantité de phlogistique; » et regardant le soufre comme une combinaison de phlogistique et d'acide sulfurique, opinion qui s'est perpétuée jusqu'à Lavoisier. — On voit que la science était alors complètement à l'envers de ce qu'elle est aujourd'hui.

Il est fait mention, pour la première fois, de l'acide sulfurique dans les ouvrages de *Basile Valentin*, vers la fin du XVe siècle; son ancien nom était *huile de vitriol*, parce qu'on le retirait du *sulfate de fer* (1) appelé vitriol de fer, et qu'il ressemble à une huile par sa consistance un peu sirupeuse. Guyton Morveau raconte, au sujet de ce nom impropre, qu'une bouteille d'acide s'étant cassée sur une voiture, et le voiturier déplorant la perte de son *huile* de vitriol, des enfans et des jeunes gens attroupés imaginèrent de profiter de l'occasion pour graisser leurs souliers. Bonne aubaine! Mais ici les plus diligens furent les premiers pris; ils brûlèrent leurs doigts et leurs souliers, et apprirent que cette liqueur perfide n'avait rien de graisseux; mais qu'elle était, au con-

(1) Acide sulfurique et oxide de fer

raire, fort caustique.—On voit encore le mot d'huile de vitriol chez quelques pharmaciens de petite ville.

L'acide sulfurique se fabrique dans de grandes chambres de plomb, où l'on brûle du soufre, où l'on calcine du nitrate de soude, et où, enfin, l'on fait arriver de la vapeur d'eau. Par une série de réactions assez compliquées, il se produit de l'acide sulfurique; mais on ne l'obtient encore que faible, c'est-à-dire ayant beaucoup d'eau, et mêlé de quelques matières impures; on chasse la plus grande partie de l'eau en chauffant l'acide dans des chaudières en plomb; puis, pour séparer complètement l'acide de matières étrangères qu'il renferme et le rendre très pur, on le distille dans des vases de platine. L'acide sulfurique ne bout qu'à 325°.

Soufre. — Disons ici quelques mots sur le soufre et ses combinaisons principales.

« Il n'y a point de nom, dit Macquer, qu'on ait autant employé que celui-ci dans la chimie; les anciens n'en avaient pas d'autre pour désigner toutes les substances inflammables et combustibles, de quelque nature différente qu'elles fussent d'ailleurs. Le soufre, selon eux, est un des principes des corps : ils ne parlaient que des soufres des métaux, des soufres des plantes, des soufres des animaux; les huiles, les résines, les bitumes étaient des soufres. »

Le soufre est extrêmement répandu dans la nature; on le trouve presque pur auprès des volcans en activité; de grandes étendues de terrains en sont imprégnées et constituent des *solfatares* ou *soufrières*, dont les plus renommées sont celles du territoire de Naples, de Puzzol, de la Guadeloupe, de l'Islande. — Dans ces dépôts, le soufre est souvent pur, souvent mélangé avec des terres. C'est surtout de là qu'on l'extrait.

La fleur de soufre, ou soufre en poudre très fine, est employée avec succès lorsque le feu prend aux cheminées; il suffit alors d'en jeter plusieurs poignées sur les charbons, et de bien fermer, avec des draps ou des couvertures de laine mouillés, le devant de la cheminée; le soufre brûle, consomme l'oxigène, forme du gaz acide sulfureux, qui, s'élevant, enveloppe la suie enflammée et l'éteint.

Voici quelques unes des combinaisons les plus importantes que le soufre forme avec les métaux. On les nomme *sulfures*.

Sulfure d'antimoine : il sert de base au kermès ou poudre des Chartreux, médicament découvert par Glauber. — *Sulfure d'arsenic* : suivant les proportions du soufre, il forme le *réalgar* ou *l'orpiment*. L'orpiment, d'un beau jaune d'or nacré, s'emploie en peinture. — *Sulfure de mercure* : le *cinabre* est un sulfure de mercure; c'est de ce minéral qu'on

extrait le mercure du commerce, principalement celui d'Almaden en Espagne. Le cinabre réduit en poudre, prend le nom de *vermillon*, dont le plus estimé vient de Chine. — *Sulfure de plomb*, aussi nommé *galène* : il fournit tout le plomb du commerce. — *Sulfure d'étain* : c'est l'*or mussif*, ou *or Mosaïque*, ou *or de Judée*, d'un magnifique jaune d'or, très employé pour la peinture d'ornement et pour frotter les coussins des machines électriques. — *Sulfures de cuivre et de fer* : le minerai connu sous le nom de *cuivre pyriteux*, est un sulfure; il se distingue par sa couleur jaune-verdâtre, du sulfure de fer ou *pyrite de fer* qu'on trouve aussi dans la nature. — *Sulfure d'argent*, minerai important dont nous avons parlé à propos de l'argent.

Acide phosphorique.

C'est la fumée blanche que l'on obtient en mettant e feu au phosphore dans l'air. Cet acide existe dans les os des animaux combiné avec la chaux.

Du phosphore. — La substance si renommée que l'on nomme phosphore s'extrait facilement des os des animaux; mais ce n'est point ainsi qu'on l'obtint pour la première fois. La découverte de ce corps curieux remonte à l'année 1669; elle est due à

un alchimiste, Brandt, qui, après avoir fait de mauvaises affaires dans le commerce, s'efforçait de les réparer, en cherchant la pierre philosophale. Jusqu'en 1769, on prépara le phosphore, en manipulant des urines putréfiées, travail repoussant qui n'en produisait qu'une très petite quantité; aussi ne voyait-on le phosphore que chez les gens les plus riches. Enfin, en 1769, deux chimistes, Gamh et Schéele, indiquèrent le procédé connu aujourd'hui, et depuis ce moment le phosphore est beaucoup plus répandu qu'il ne le fut pendant les cent premières années qui suivirent sa découverte.

Le phosphore pur a presque l'aspect de la cire blanche transparente, il est mou comme elle, et peut être plié sans se briser; mais il est très avide d'oxigène, et c'est pour cela qu'il paraît lumineux dans l'obscurité; cette lueur qui lui a valu son nom (1), est une combustion très lente. Il ne faut pas l'échauffer beaucoup pour le voir brûler avec une flamme des plus vives : une chaleur de 50 ou 60° suffit. On doit le manier avec précaution, et le plonger de temps en temps dans l'eau pour le refroidir, lorsqu'on le tient à la main; sans cela

(1) Phosphore vient de deux mots grecs signifiant *porte-lumière*.

on courrait risque d'être brûlé très profondément.

Le phosphore se rencontre dans certains minerais de fer ; il nuit beaucoup à leur valeur, car il suffit de la moindre trace de phosphore dans le fer pour le rendre cassant. Disons ici, pour rassurer nos lecteurs, que l'analyse chimique permet aujourd'hui d'apercevoir les traces imperceptibles de phosphore que peuvent contenir les fers, les fontes ou leurs minerais, de sorte que l'on peut, avant de les employer, en bien connaître la qualité.

Le *briquet phosphorique* est tout simplement un morceau de phosphore renfermé dans un tube en plomb ou en verre.

On gratte un peu le phosphore avec une allumette soufrée ordinaire; celle-ci enlève une petite parcelle de ce corps combustible : en la frottant ensuite sur un bouchon ou sur un morceau de feutre, il se produit une chaleur suffisante pour enflammer le phosphore, qui à son tour enflamme le soufre et ensuite l'allumette. Un tel briquet devient dangereux entre les mains d'une personne imprudente. On peut se brûler très vivement, ou répandre des fragmens de phosphore capables, par leur facilité à prendre feu, de causer un incendie.

Nous relèverons ici une erreur, très généralement répandue : on appelle souvent *briquets phos-*

phoriques, *phosphores*, ces briquets, où se trouvent des allumettes ordinairement à bouts rouges, et que l'on enflamme en les plongeant très rapidement dans une petite fiole de verre.

Ces briquets-là diffèrent des précédens; il n'y a pas un atome de phosphore. La petite fiole renferme de l'acide sulfurique emprisonné dans de l'amianthe, comme dans une éponge. Les allumettes sont soufrées d'abord; par-dessus le soufre, se trouve une espèce de petit bouton rouge ou jaune (1) formé d'un mélange de substances combustibles, et d'un sel appelé *chlorate de potasse* (2) qui contient beaucoup d'oxigène. Lorsqu'on trempe le bout de l'allumette dans l'acide sulfurique, celui-ci se porte sur la potasse du chlorate, pour former du sulfate de potasse; mais la chaleur produite par cette combinaison décompose l'acide chlorique en chlore et oxigène : ce dernier attaque les matières combustibles de l'extrémité de l'allumette, et donne lieu à une vive ignition. Une précaution qu'il faut avoir constamment, si l'on veut conserver long-temps le briquet,

(1) La couleur rouge ou jaune n'est d'aucune nécessité; elle fut appliquée, dans le principe, pour dérouter les imitateurs.

(2) *Potasse* et *acide chlorique*. L'acide *chlorique* est lui-même composé de chlore et d'oxigène.

c'est de tenir bien fermée la petite fiole que contient l'acide sulfurique : en effet, nous avons dit que cet acide, pour conserver sa force, doit être *concentré;* et comme il a une grande affinité pour l'eau, si on laissait la fiole ouverte, il absorberait la vapeur d'eau que l'air renferme toujours; il deviendrait *étendu,* et n'occasionerait plus l'inflammation de l'allumette.

Après la révolution opérée par Lavoisier, on avait supposé que l'oxigène devait posséder seul la propriété *acidifiante;* le grand rôle que joue ce corps dans la chimie, fut cause que l'on saisit avec empressement cette supposition, parfaitement justifiée, d'ailleurs, par les faits alors connus; mais depuis on vit que l'hydrogène sulfuré, par exemple, où il n'entre pas un seul atome d'oxigène, devait être regardé comme un *acide :* les découvertes suivantes ne tardèrent pas ensuite à mettre au jour un grand nombre d'acides sans oxigène; le plus important de ceux-ci est l'acide *hydrochlorique,* que forment l'hydrogène et le chlore.

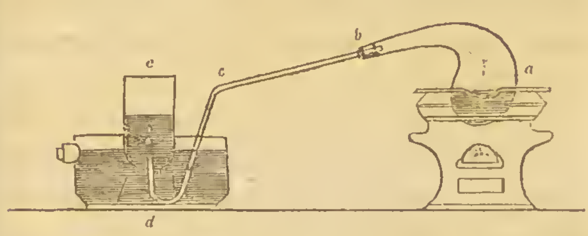
Acide hydrochlorique.

Nous avons déjà parlé de la grande affinité du

chlore pour l'hydrogène, et nous avons promis à l'article *chlore* de compléter l'histoire de ce corps en nous occupant de l'acide hydrochlorique.

Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique sur du sel marin, l'acide hydrochlorique se dégage sous forme d'un gaz dont l'affinité pour l'eau est énorme : 500 litres d'acide gazeux peuvent se dissoudre dans un seul litre d'eau ; il en résulte de l'acide *hydrochlorique liquide* concentré.

Voici l'appareil qui sert à obtenir l'acide dans les laboratoires.



a, cornue renfermant le mélange de sel marin et d'acide sulfurique ; *b c d*, tube abducteur plongeant sous un flacon renversé *e*. Ce flacon est placé sur une cuve à mercure et reçoit l'acide gazeux.

Au lieu de sel marin, il reste dans la cornue du *sulfate de soude*. Pour expliquer cela, rappelons-nous que nous avons mêlé de l'acide sulfurique et du sel marin ou chlorure de sodium. Une portion de l'eau combinée avec l'acide sulfurique est décomposée ;

son hydrogène va se combiner avec le chlore du sel marin et forme l'acide hydrochlorique qui se dégage, tandis que l'oxigène de cette eau se portant sur le sodium du sel marin, forme de la soude qui se combine avec l'acide sulfurique et donne du sulfate de soude.

On cherche à préparer de grandes quantités de sulfate de soude, principalement aux environs de Marseille, pour le faire servir à la fabrication des *soudes artificielles;* dans ce but, on chauffe de l'acide sulfurique avec du sel marin. Mais il se dégage des torrens d'acide hydrochlorique, lequel se combine avec la vapeur de l'atmosphère, et retombe ensuite en gouttelettes excessivement corrosives et mortelles pour toute végétation, à plus d'une lieue à la ronde.

Il faut arrêter ces dégâts. On emploie pour cela plusieurs moyens. En voici un qui est usité dans les fabriques de soude les plus considérables des environs de Marseille : il consiste à forcer les vapeurs acides à se rendre dans une galerie très longue, bâtie en pierre calcaire (carbonate de chaux). L'acide hydrochlorique décompose peu à peu les parois de cette galerie, se combine avec la chaux, et se trouve ainsi fixé; l'acide carbonique qu'il chasse sort par l'extrémité de la galerie et n'a par lui-même aucun inconvénient. De la sorte on parvient à condenser tout

l'acide hydrochlorique, et il ne s'en dégage plus dans l'air une quantité notable. — Il faut dire que, pour arriver à ce résultat, on construit la galerie de manière qu'elle aille tantôt en montant, tantôt en descendant; le mouvement du gaz acide se trouve ainsi contrarié et son action sur le carbonate de chaux du condenseur en est plus complète.

L'acide hydrochlorique fut d'abord employé, au lieu du chlore, contre les émanations putrides. L'idée en vint à Guyton-Morveau, à l'occasion suivante. « En mars 1773, dit-il, l'église cathédrale de Dijon se trouvait infectée par des exhumations. On avait déjà fait, à différentes reprises, une consommation considérable d'aromates, de vinaigre, pour essayer de détruire l'odeur cadavéreuse, et toujours sans succès, lorsque le chapitre me fit demander si je ne connaissais pas de moyen plus efficace. Je fis réflexion que l'odeur putride ne pouvait être composée que de l'*alcali volatil* (1) qui se dégage en abondance dans la putréfaction, et de la matière huileuse animale dont il était souillé. Je considérai l'alcali comme un oiseau dont les ailes, trempées dans la liqueur huileuse, élevaient cette dernière matière, et je pensai qu'il n'était question que d'arrêter son

(1) Ammoniaque.

vol pour rendre cette huile fétide à son inertie : » or, tout acide a la propriété de se combiner avec l'*alcali volatil* et de neutraliser sa causticité ; mais il fallait un acide qui pût aller atteindre cet alcali dans toutes les parties de l'édifice, et qui formât avec lui un composé stable ; l'acide hydrochlorique remplit très bien ces conditions, et Guyton le proposa. « Je préparai un bain de cendres dans une chaudière de fer, sur un grand réchaud, ajoute ce chimiste ; je plaçai sur ce bain une grande cloche de verre, en forme de capsule, où j'avais mis 6 livres de sel commun humide. Je versai sur le sel 2 livres d'acide *vitriolique* (1), et je me retirai promptement. A peine étais-je à quatre pas, la colonne de vapeurs touchait la voûte. Deux heures après, elle se faisait sentir à travers le trou de la serrure de la porte la plus éloignée. Douze heures après, on ouvrit l'église, et il n'y avait plus aucune odeur putride. — L'année suivante on fit une seconde épreuve dans la prison de la même ville ; elle eut un succès encore plus marqué. Trente-un prisonniers étaient morts en moins de trois mois d'une fièvre pestilentielle. Douze heures après l'opération, l'épidémie cessa. »

Nous avons dit précédemment qu'aujourd'hui,

(1) C'était le nom sous lequel on désignait, à cette époque, l'acide sulfurique.

au lieu d'acide hydrochlorique, on emploie le *chlore* à la désinfection ; toutefois on ne se rend pas parfaitement compte de son action contre les miasmes. — La théorie de Guyton, sur l'*huile animale âcre*, ne doit pas non plus être regardée comme complète, mais le passage précédent est curieux en ce qu'il montre comment les découvertes sont souvent le résultat d'une théorie hypothétique.

Composition de l'acide hydrochlorique.—1 litre de chlore et 1 litre d'hydrogène forment 2 litres de gaz acide hydrochlorique. Mais il faut certaines conditions pour que le gaz se produise. Par exemple, si, après avoir mêlé le chlore et l'hydrogène, on cachait ce mélange dans un lieu obscur, il ne se formerait pas d'acide, même après un temps très long ; tandis qu'en l'exposant un seul instant à la lumière du soleil, l'acide hydrochlorique se forme subitement avec une chaleur si vive que les vases sont ordinairement brisés et font explosion. A la lumière diffuse du jour, l'effet n'est pas aussi prompt, il ne peut être accompli qu'au bout de vingt-quatre heures.

L'acide hydrochlorique fut désigné successivement sous les noms d'*esprit du sel, acide marin, acide muriatique*. Le chlore, nommé d'abord par Schéele *acide marin déphlogistiqué*, reçut plus tard le

nom d'*acide muriatique oxigéné*. Il est bon de connaître ces dénominations pour comprendre les livres de chimie, même assez modernes.

Eau régale.

Lorsqu'on mélange l'acide hydrochlorique avec un poids double d'acide nitrique, on obtient une liqueur que les anciens chimistes ont appelée *eau régale*, parce qu'elle dissout *l'or*, jadis *roi des métaux*. Dans cette réunion d'acides, l'hydrogène de l'acide hydrochlorique se combine avec une portion d'oxigène de l'acide nitrique, de sorte que ce dernier se transforme en acide hyponitrique, et le premier en chlore. L'eau régale est, d'après cela, une combinaison de chlore et d'acide hyponitrique qui n'agit sur l'or qu'au moyen du chlore ; elle forme un *chlorure d'or*.

Action des acides sur la teinture de tournesol.

Les corps auxquels dans l'origine on a donné le nom d'acides à cause de leur saveur aigre et piquante, jouissent aussi de la propriété de rougir la teinture bleue de tournesol (1). Ce fait est d'une haute importance dans les laboratoires ; le chimiste

(1) Infusion d'une couleur végétale que l'on trouve en abondance dans le commerce.

manipulateur est toujours armé de petites bandes de papier teintes par cette dissolution. Chacun peut s'en procurer, et reconnaître en les trempant, soit dans de la limonade, soit dans le vinaigre, soit dans de la bière et le vin de Champagne, la présence d'un acide. Dans les deux premières liqueurs ce sont des acides végétaux, *citrique et acétique*, dont nous parlerons dans la chimie végétale; dans les deux dernières, c'est l'acide carbonique, que nous connaissons. On peut apprécier, par le tournesol, la petite quantité de ce même acide carbonique qui se produit dans l'acte de la respiration; il suffit de souffler quelque temps avec un tuyau de verre, de paille ou de pipe, dans une dissolution de tournesol, étendue d'eau, on la verra bientôt prendre une teinte vineuse.

On peut faire une contre-expérience, et ramener au bleu cette teinture de tournesol, rougie par un acide. Il suffit d'y verser une dissolution de potasse ou de soude, l'acide se combine avec cette potasse ou cette soude; il entre avec elle en union si intime, que ses propriétés disparaissent; il est comme enlevé, absorbé, *neutralisé* en un mot; ce qui permet à la couleur bleue, qu'il dissimulait, de reparaître.

Nous demandons l'attention de nos lecteurs sur ce phénomène de neutralisation, qui est un des plus importans de la chimie; il est en effet bien curieux

de voir une substance aussi énergique que l'acide sulfurique, par exemple, qui corrode la chair en un instant, qui charbonne, par son simple contact, le morceau de bois que l'on y plonge, qui dissout le fer, le zinc, etc., perdre toute cette puissance en se combinant avec certains corps qui jouent à son égard le rôle d'absorbans et de *neutralisateurs*. Nous allons consacrer un chapitre à l'étude de ces corps.

XII.

BASES SALIFIABLES.

Les corps qui neutralisent les acides, et dont les plus remarquables et les plus connus de tout le monde sont la chaux, l'alcali volatil (ammoniaque), la potasse et la soude, portent le nom de *bases salifiables* à cause des composés nommés *sels*, qu'ils forment par cette neutralisation.

Dans la chimie inorganique que nous parcourons actuellement, les bases sont, pour la plupart, des combinaisons de l'oxigène avec les substances métalliques; ainsi, le fer, le zinc, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent, le mercure, etc., transformés en oxides, peuvent s'unir avec les acides et les neutraliser plus ou moins. La potasse, la soude, la chaux, etc., qui sont aussi des combinaisons de l'oxigène avec les métaux potassium, sodium, calcium, etc., appartiennent à la classe des bases nommées de l'ancien nom d'*alcalis*, et se reconnaissent généralement à cette saveur urineuse que l'on trouve à la lessive (1).

(2) La lessive s'obtient, comme chacun sait, en faisant bouillir avec de l'eau des cendres de bois brûlé. C'est la

Le mot *alcali* est d'origine orientale; *kali* en arabe signifie soude, *alkali* signifie *la soude.* Comme la potasse ressemble beaucoup à cette base par ses diverses propriétés, mais surtout par sa saveur et son action sur les acides, on confondit la potasse et la soude sous le nom *d'alcalis.* Enfin, on reconnut que l'ammoniaque dont nous parlons à la fin de ce chapitre, qui ne renferme ni métal ni oxigène, comme la potasse et la soude, avait cependant la saveur urineuse et neutralisait bien les acides, on la rangea dans la classe des alcalis; mais comme elle s'évapore avec facilité et possède par suite une forte odeur, on la distingua sous le nom *d'alcali-volatil.* Ainsi, l'ancienne chimie connaissait trois alcalis: la potasse, la soude et l'ammoniaque. On peut dire qu'aujourd'hui la chimie minérale en possède huit, si l'on veut désigner principalement sous ce nom les substances ayant au plus haut degré la propriété de s'emparer des acides, et de les neutraliser. Ce sont les bases suivantes: potasse, soude, lithine, chaux, baryte, strontiane, magnésie, ammoniaque.

La potasse, la soude et l'ammoniaque sont les ba-

potasse que contiennent ces cendres qui donne à la lessive la propriété qu'elle a de purifier le linge imprégné des exhalaisons diverses du corps humain, etc.

ses salifiables employées le plus fréquemment par le chimiste.

Couleurs végétales pour reconnaître les acides et les bases. — Les acides ont le pouvoir de rougir les dissolutions bleues de chou rouge, l'infusion bleue de pensées ; les alcalis, au contraire, verdissent ces couleurs bleues ; en outre, ils ne font rien sur le tournesol, que les acides rougissent.

Les alcalis ont encore une autre propriété, celle de rougir une couleur jaune nommée *jaune de curcuma*, sur laquelle les acides n'ont aucune action. — On fait de petites bandes de papier que l'on trempe dans la dissolution de curcuma, et ces papiers servent à distinguer dans une liqueur les moindres traces d'alcalis, de même que les petites bandes de papier bleu servent à reconnaître des traces d'acide.

Pour montrer un usage de ces couleurs, supposons que nous ayons, d'un côté, de la potasse, de l'autre de l'acide sulfurique, et que nous voulions combiner cet acide et cette base de manière à former un composé parfaitement *neutre*, c'est-à-dire dans lequel l'acide et la base soient entièrement dissimulés. Nous verserons d'abord dans un vase de la potasse ; si nous y plongeons le petit papier teint de curcuma, il deviendra rouge, et gardera cette couleur jusqu'à ce que nous ayons versé assez

d'acide sulfurique dans le vase pour absorber toute la potasse et en dissimuler les propriétés; alors le papier reprendra sa couleur jaune. — On est certain dans ce cas que toute la potasse a été dissimulée; mais il est possible qu'on ait versé un excès d'acide; or, c'est ce que l'on reconnaîtra facilement avec le papier bleu de tournesol; en effet, en touchant la liqueur du vase avec une petite bande de ce papier, on le verra rougir pour peu qu'il y ait un léger excès d'acide. Que faire alors pour rendre ce sulfate de potasse bien neutre? il suffira d'y verser avec précaution quelques gouttes de potasse dissoute, de manière que le papier de tournesol ne rougisse plus. — Si par malheur on avait versé une ou deux gouttes de potasse de trop, elles seraient décelées par le papier jaune qui rougirait au contact de la liqueur, et l'on ajouterait de l'acide par gouttelettes afin d'absorber ce petit excès de base, et ainsi de suite alternativement. On sera sûr, enfin, que l'acide et la potasse se seront parfaitement neutralisés, *saturés,* quand le papier de tournesol et le papier de curcuma, plongés dans la liqueur, n'éprouveront aucun changement.

Cet exemple nous a paru propre à montrer l'usage des *papiers réactifs*, et à mettre en évidence l'action remarquable que les acides et les bases exercent les uns sur les autres lorsqu'on les met en présence.

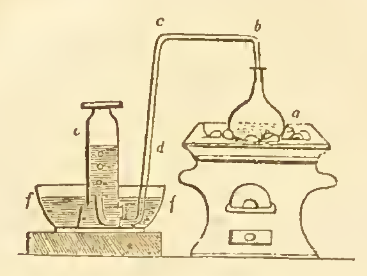
Ammoniaque ou alcali-volatil

Le chimiste anglais Priestley paraît être le premier qui ait obtenu le gaz ammoniac à l'état de pureté, sur la fin du dernier siècle.

Depuis un temps immémorial, on prépare aux environs du lieu où se trouvait le fameux temple de Jupiter Ammon, et dans les pays voisins, tels que l'Égypte et la Libye, un sel particulier que les commerçans ont appelé *sel ammoniac*, du nom de la contrée où on l'a fabriqué d'abord. On l'obtient en chauffant la fiente des chameaux, qui en contient une grande quantité, et en recueillant l'espèce de suie qui s'en dégage. L'Égypte en a fourni longtemps à toute l'Europe; mais depuis plusieurs années, on a trouvé en France des procédés pour l'obtenir en grande quantité, au-delà même des besoins de la consommation, de sorte que l'on n'est plus dans la nécessité d'avoir recours aux marchands égyptiens.

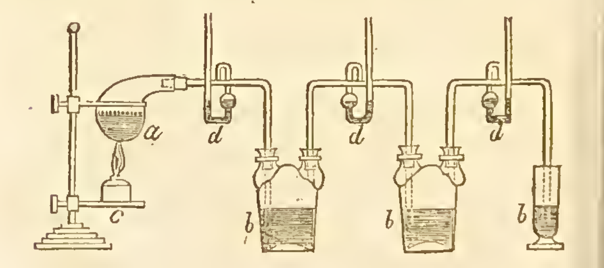
Le sel ammoniac est formé par la combinaison du gaz ammoniac et de l'acide hydrochlorique; lorsqu'on le réduit en poudre et qu'on le mêle avec une égale quantité de chaux vive réduite aussi en poudre, il suffit d'exposer ce mélange à une faible chaleur, pour que le gaz ammoniac se dégage. Il faut le recueillir sur une cuve à mercure, parce que si l'on employait une cuve à eau, l'ammoniac s'y dis-

soudrait à cause de son énorme affinité pour ce liquide.



a, fiole renfermant le mélange de chaux vive et de sel ammoniac ; *f*, fourneau chauffant la fiole; *b c d*, tube qui conduit le gaz; *c*, éprouvette remplie de mercure, lequel est chassé peu à peu par le gaz qui arrive; *ff*, cuve remplie de mercure.

Pour obtenir la dissolution du gaz ammoniac dans l'eau, on emploie l'appareil suivant.



a, cornue d'où se dégage l'ammoniac; *c*, lampe pour chauffer la cornue; *b b b*, vases contenant de l'eau pour dissoudre le gaz; *d d d*, tubes de sûreté pour l'appareil.

L'ammoniac, à l'état de gaz, est invisible, mais il est doué d'une odeur extrêmement forte; il excite les larmes.

Berthollet prouva, vers 1785, que l'ammoniac est formé par la combinaison de 1 ½ volume d'hydrogène et de ½ volume d'azote; en d'autres termes, 1 litre de gaz ammoniac renferme 1 litre ½ d'hydrogène et ½ litre d'azote condensés en 1 seul litre.

On emploie le plus souvent le gaz ammoniac dissous dans l'eau. Cette dissolution s'écrit *ammoniaque*, et on lui donne le genre féminin; elle a toutes les propriétés du gaz. 1 litre d'eau dissout près de 700 litres de gaz ammoniac.

L'ammoniac se combine, comme nous l'avons déjà dit, avec la plupart des acides; mais la combinaison avec l'acide hydrochlorique est surtout remarquable; si l'on recueille dans deux éprouvettes différentes deux volumes égaux de gaz acide hydrochlorique et de gaz ammoniac, et que l'on fasse passer un de ces gaz d'une éprouvette dans l'autre, ils disparaissent complètement, et de leur combinaison résulte une fumée blanche qui se dépose sur le verre. Cette fumée blanche est l'*hydrochlorate d'ammoniaque*. On peut montrer facilement la formation de ce sel au moyen de deux verres à pied voisins fournissant, l'un de l'ammoniac, l'autre de l'acide hydrochlorique. Les deux gaz invisibles s'unissent

dans l'air, et forment une poudre blanche qui se dépose. On voit ceci indiqué dans la figure suivante.



a, verre à pied contenant un mélange de chaux et de sel ammoniac; *c*, autre verre contenant un mélange de sel marin et d'acide sulfurique; *b*, gaz ammoniac; *d*, gaz hydrochlorique; *e*, sel ammoniac solide qui se dépose.

XIII.

DES SELS.

La première notion élémentaire que nous ayons à donner des sels minéraux, c'est qu'ils résultent de la combinaison des acides avec les oxides métalliques et l'ammoniaque, combinaison dans laquelle les propriétés spéciales de l'acide et de l'oxide sont plus ou moins dissimulées. — Tous les sels où entre un même acide, tous ceux, par exemple, où entre l'acide sulfurique, jouissent d'un grand nombre de propriétés semblables ; ils forment un groupe que l'on désigne sous le nom *générique* de *sulfates*; il en est de même pour les sels où entre l'acide carbon*ique* : on les nomme les carbon*ates*; le nom de nitr*ates* est donné à ceux que forme l'acide nitr*ique*, etc... Le lecteur voit que la terminaison *ate* remplace la terminaison *ique* affectée aux acides.—Pour désigner dans chaque groupe un sel particulier, on ajoute au nom du genre celui de l'oxide,

et l'on dit : *sulfate de chaux*, *sulfate de cuivre*, *carbonate de chaux*, *carbonate de fer*, etc.

Nous avons déjà eu l'occasion, dans le courant du livre, d'appeler l'attention du lecteur sur des substances salines qui trouvaient leur place au milieu des sujets divers que nous avons traités; ainsi le lecteur connaît le *sulfate de chaux* ou plâtre, le *carbonate de chaux* ou marbre, le sel proprement dit, que l'on considère comme du *chlorure de sodium*, ou bien encore comme de l'*hydrochlorate de soude*; les *silicates de potasse*, de *soude*, etc; pour mettre le lecteur à même de comprendre les noms des substances salines les plus répandues dans le commerce, nous allons donner ici leur liste avec les divers noms qu'elles portent.

Borate de soude, borax ;—sert aux orfèvres pour la soudure.

Silicates de potasse et de chaux; — verres.

Silicates de soude et de chaux; — *id.*

Carbonate de potasse ; — potasse du commerce.

Carbonate de soude ; — soude du commerce.

Carbonate de chaux ; — craie, moellons, marbre, etc.

Carbonate de fer ;—minerai de fer des houillières.

Carbonate de plomb; —. blanc de plomb, céruse.

Carbonate d'ammoniaque ; — aromatisé, ce sel,

qui est volatil, sert à remplir les petits flacons de poche.

Phosphate de chaux; — forme une grande partie des os des animaux.

Sulfate de soude; — *sel de Glauber*, purgatif.

Sulfate de chaux; — plâtre, — albâtre gypseux.

Sulfate de magnésie; — sel d'Epsom, de Sedlitz, etc.

Sulfate double d'alumine et de potasse; — alun; employé comme mordant dans la teinture.

Sulfate double d'alumine et de soude; — *id.*

Sulfate double d'alumine et d'ammoniaque; — *id.*

Sulfate de fer; — vitriol vert; — sert à faire l'encre; — sert dans la teinture à l'indigo, etc.

Sulfate de cuivre; — vitriol bleu; — sert à faire le vert de Schéele, les cendres bleues, etc.

Chlorate de potasse; — sert à faire les allumettes oxigénées.

Chromate de plomb; — donne une belle couleur jaune employée par les peintres.

Nitrate de soude; — sert à fabriquer l'acide sulfurique, etc.

Nitrate d'argent; — pierre infernale; — encre à marquer le linge.

Nitrate de bismuth; — blanc de fard.

Nitrate de potasse; — nitre, salpêtre, sert à fabriquer la poudre dont nous allons parler

Le *nitre* ou *salpêtre* abonde dans les plaines inhabitées et stériles des pays chauds, tels que l'Espagne, la Perse, l'Égypte, et surtout l'Inde. On en fait là des récoltes abondantes. Dans nos climats, le nitre se rencontre fréquemment près des habitations; les murs humides, les caves, les écuries offrent des efflorescences blanches, dont la saveur est fraîche : c'est du nitre. Les salpêtriers en retirent beaucoup des vieux *plâtras* provenant des maisons démolies.

DE LA POUDRE.

La poudre est un mélange bien intime de soufre, de charbon et de salpêtre; on broie bien ces trois corps ensemble, et, par des procédés particuliers, on en forme des grains plus ou moins gros.

On distingue diverses sortes de poudre : *la poudre de mine*, *la poudre de guerre* et *la poudre de chasse*. C'est la poudre de chasse qui est la plus détonante. La poudre de mine, au contraire, est celle dont les explosions sont les moins puissantes. — La différence de ces poudres provient surtout de la qualité des élémens, charbon, soufre et nitre, qui les composent, et de la façon qu'elles ont subie.

Quel est l'effet de la poudre? comment possède-t-elle, lorsqu'on l'enflamme, une force de ressort, capable de lancer un boulet de canon avec une telle

rapidité qu'il puisse parcourir 500 mètres (plus de 1500 pieds) par seconde? C'est ce qu'il est facile de concevoir : l'acide nitrique du salpêtre est facilement décomposé par des corps combustibles, tels que le soufre et le charbon, surtout à l'aide d'une forte chaleur. Ces corps, en se combinant avec l'oxigène de l'acide nitrique, forment des combinaisons gazeuses, savoir : de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique; l'azote de l'acide nitrique vient en outre se joindre à eux, de sorte qu'en enflammant la poudre au moyen d'une étincelle, il se développe subitement trois gaz qui auraient à la température ordinaire un volume 450 fois plus grand environ que celui de la poudre, si rien ne les comprimait; de plus, la chaleur étant portée par la combustion, à 1000 ou 1200 degrés au moins, aurait pour effet de rendre le volume de ces gaz 4 ou 5 fois plus considérable encore. Ainsi les fluides élastiques fournis par l'inflammation de la poudre occuperaient, s'ils étaient libres, un volume 18 ou 1900 fois plus gros qu'elle; il en résulte une force de ressort capable de lancer un projectile avec une vitesse énorme.

L'odeur forte et assez mauvaise que la poudre exhale toujours après son explosion est due à l'hydrogène sulfuré qui s'est formé pendant la combustion du nitre, du soufre et du charbon. Il paraît même que la quantité de ce dernier gaz est assez grande

pour qu'il soit dangereux d'entrer, sans précautions, dans les galeries souterraines, dirigées contre des places-fortes assiégées, lorsqu'on a fait sauter la mine. Il n'y a pas long-temps qu'un général autrichien, livré à des expériences de guerre, a été asphyxié en voulant s'introduire trop tôt dans une galerie après l'explosion de la mine.

La poudre ne peut détoner que lorsqu'elle a été formée en grains; quand elle est très divisée, elle *fuse*, bien qu'on lui fasse subir une forte compression. Les artificiers emploient la poudre en poussière.

Les procédés de la fabrication de la poudre ont pour but de faire d'abord le mélange bien intime de charbon, de soufre et de nitre, et de la former ensuite en grains.—On appelle *procédé révolutionnaire* le mode de fabrication de la poudre qui fut employé durant la révolution française. Il était si rapide, que les matières, soufre, nitre et charbon, entrant dans les ateliers de Grenelle, qui depuis ont sauté d'une si effroyable manière, pouvaient en sortir, six ou sept heures après, transformés en poudre. Les procédés suivis aujourd'hui n'ont pas la même promptitude, mais ils donnent une poudre meilleure, que l'on peut conserver plus long-temps: celle de la révolution n'avait pas le temps de se détériorer dans les magasins.

Poudres fulminantes. — Les poudres surnom-

mées *fulminantes* diffèrent totalement, par leur composition et leur nature, de la poudre proprement dite. On compte un assez grand nombre de poudres fulminantes. Ce sont, en général, des composés où il entre des gaz, tels que l'oxigène, l'hydrogène, l'azote, etc. Ces gaz sont combinés avec d'autres corps, et par là même, sont fortement condensés, réduits à l'état solide; mais la combinaison est fort peu stable, de sorte que le moindre choc peut la détruire. Dans ce cas, les gaz reprennent tout-à-coup un volume énorme relativement à celui qu'ils occupaient, et frappent l'air avec la violence qui caractérise une explosion.

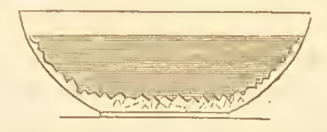
Il existe surtout un acide, nommé acide *fulminique,* qui se combine très bien avec les oxides ou les bases, et forme des sels nommés *fulminates.* Ces combinaisons forment les poudres les plus détonantes et les plus dangereuses. On a eu à déplorer des dégâts effroyables produits par l'explosion du fulminate de baryte, par exemple.

Le fulminate de mercure paraît être le plus commode à manier, bien qu'il le soit fort peu : c'est une très petite quantité de ce corps qui forme la matière explosive des capsules en cuivre employées dans les armes à piston. — Une parcelle de ce même fulminate, collée en compagnie de quelques grains de sable entre deux bandes étroites de parchemin, fait

détoner les bonbons chinois lorsqu'on les tire par les deux bouts. Le frottement des grains de sable contre le fulminate suffit pour en causer l'explosion.

Cristallisation des sels.

Ce qui distingue particulièrement les sels où l'acide et la base sont étroitement combinés, c'est la propriété qu'ils ont de fournir des cristaux lorsqu'ils sont dissous dans l'eau et qu'on les abandonne à eux-mêmes dans un lieu tranquille; voici comment les choses se passent.



Vase rempli d'une dissolution saline ; le fond et les bords sont tapissés de cristaux.

L'eau du vase se réduit peu à peu en vapeur, en d'autres termes, les molécules ou parties infiniment ténues, dont la réunion forme l'eau, quittent le vase, se glissent dans l'air et abandonnent les molécules du sel; celles-ci, livrées à elles-mêmes, se dirigent vers le fond; comme le liquide est parfaitement tranquille, elles peuvent se réunir sur les différens points des parois et s'arranger symétriquement; de là résultent des figures régulières nommées cristaux; ce nom leur a été donné il y a

long-temps, peut-être à cause de leur ressemblance plus ou moins frappante avec les formes régulières du *cristal* de roche. Cette propriété de cristalliser que l'on remarque fréquemment dans les sels, ne leur appartient pas cependant d'une manière exclusive; beaucoup d'autres corps, certains métaux par exemple, offrent souvent des cristaux très nets.

De ce que les molécules peuvent s'arranger en formes bien régulières, il est permis de supposer qu'elles ont elles-mêmes des figures régulières. Si les corps solides nous apparaissent sous des formes compactes, grossières, nullement symétriques, cela tient le plus souvent à ce que ces corps se sont solidifiés très vite, ou bien avec des mouvemens perturbateurs; et en effet, en regardant leur cassure d'un peu près, on verra que la plupart d'entre eux présentent une multitude de petits grains réguliers; c'est ce qu'on peut vérifier facilement en cassant un morceau de sucre, un morceau de fer, etc., et les regardant avec un verre grossissant.

Solubilité des sels dans l'eau.

Les sels diffèrent beaucoup par la manière dont ils se comportent lorsqu'on les mêle avec l'eau. Les uns s'y fondent, s'y dissolvent très bien : on les nomme sels *solubles* ; les autres restent tout-à-fait ou à peu près intacts : on les nomme sels *insolubles*.—Les al-

calis, potasse, soude, ammoniaque, forment des sels *tous* solubles avec la plupart des acides. Les autres bases donnent lieu à beaucoup de sels insolubles. Cependant on peut dire que toutes les bases en général, combinées avec l'acide nitrique, forment des nitrates solubles. L'acide hydrochlorique, en se combinant avec les bases, forme aussi des composés qui, pour la plupart, se fondent complètement dans l'eau. Il n'en est pas de même du plus grand nombre des autres acides, à commencer par l'acide sulfurique; il forme des sels, tels que le sulfate de baryte, le sulfate de strontiane, le sulfate de chaux, le sulfate de plomb, le sulfate d'argent, etc., que l'eau absorbe à peine. Les plus insolubles de tous les sulfates sont ceux de baryte et de plomb; on peut même dire que l'eau n'en dissout point sensiblement.

Doubles décompositions des sels.

Supposons que l'on ait, dans un verre, du nitrate de baryte dissous dans l'eau, et dans un second verre du sulfate de potasse également dissous. Les deux liqueurs seront claires et limpides; si l'on vient à les mélanger, elles se troubleront tout-à-coup, et présenteront la même apparence que si l'on y avait jeté beaucoup de chaux ou de craie réduite en poussière très fine; bientôt il se formera un dépôt nommé en chimie *précipité*. Ce précipité, si on

l'examine, sera du sulfate de baryte, tandis que la liqueur surnageante sera du nitrate de potasse.

Ainsi au lieu de { nitrate de baryte,
sulfate de potasse,

on aura { nitrate de potasse,
sulfate de baryte.

On voit que les acides auront changé de base; c'est ce que l'on appelle faire *une double décomposition.*

La double décomposition a toujours lieu lorsque l'on mêle ensemble des corps dissous contenant des élémens dont la réunion peut former un composé insoluble; dans l'exemple précédent, ce sont l'acide sulfurique et la baryte qui constituent les élémens dont la réunion forme le composé insoluble; nous avons dit plus haut, en effet, que le sulfate de baryte ne se dissout pas sensiblement dans l'eau.

Pour donner un second exemple de *double décomposition*, supposons que l'on mêle une dissolution de nitrate de plomb et une dissolution d'hydrosulfate de potasse. Les deux liqueurs sont séparément transparentes; mais lorsqu'on les mélange, la liqueur noircit profondément, et, au bout de quelques minutes, on a un dépôt noir et insoluble d'hydrosulfate de plomb; le liquide surnageant contient du nitrate de potasse.

Ainsi au lieu de { nitrate de plomb, hydrosulfate de potasse,

on a obtenu { nitrate de potasse, hydrosulfate de plomb (1).

Ce moyen est excellent pour déceler des parcelles de plomb dissous dans un liquide. On l'a employé, et l'on peut s'en servir encore avec succès pour découvrir des fraudes criminelles, consistant à mélanger de la litharge ou oxide de plomb avec le vin gâté dont on veut voiler l'aigreur. La litharge est dissoute par le vinaigre ou acide acétique formé dans le vin, et lui communiquant le goût sucré que possède l'acétate de plomb, elle en dissimule la saveur acide. Mais c'est une fraude impardonnable, car l'acétate de plomb est un poison comme toutes les dissolutions de ce métal. — En versant dans du vin

(1) Au lieu d'hydrosulfate de plomb, on peut admettre qu'on a un sulfure de plomb. Pour cela, on conçoit que l'hydrogène de l'acide hydrosulfurique se combine avec l'oxigène de l'oxide de plomb et forme de l'eau; il ne reste plus alors que le soufre en présence du plomb, et il se forme du sulfure de plomb. On conçoit de la même manière toutes les combinaisons des *hydracides* avec les oxides métalliques: ainsi, au lieu d'hydrochlorate de potasse, de soude, etc., on peut dire chlorure de potassium, de sodium, etc. Comme l'ammoniaque ne contient pas d'oxigène, on conserve les noms d'hydrochlorate, d'hydrosulfate, etc., d'ammoniaque.

travaillé de la sorte une liqueur contenant de l'hydrogène sulfuré ou un hydrosulfate, le vin noircira à l'instant.

Action de la pile voltaïque sur les sels. — Supposons que l'on mette dans un vase une dissolution de sulfate de potasse, et que l'on plonge dans ce vase les deux fils de la pile; l'acide sulfurique se portera toujours au fil positif, et la base au fil négatif; pour tout autre sel l'acide et la base se comporteraient de la même manière.

Ce phénomène est rendu sensible aux yeux au moyen, par exemple, de la teinture bleue de choux rouge. On peut, en effet, regarder cette couleur bleue comme produite par la combinaison d'un *acide* rouge et d'une *base* verte. La pile décomposera cette espèce de sel : on verra la couleur rouge au pôle positif et la couleur verte au pôle négatif.

La constance avec laquelle l'acide se rend au pôle positif et la base au pôle négatif, quand on décompose un sel par la pile, sert à caractériser les acides et les bases; c'est même leur seul caractère important lorsqu'on se place à un point de vue général. Si l'on met ensuite dans un vase séparé l'acide ou la base, et qu'on y plonge les deux fils de la pile, l'oxigène se porte toujours sur le fil positif, et l'autre corps sur le fil négatif.

Sels doubles. — Deux sels peuvent se réunir et former un composé capable de bien cristalliser; cette combinaison porte le nom de *sel double.* Le sel double le plus remarquable et le plus employé surtout dans la teinture pour fixer les couleurs, est l'*alun*. On l'aperçoit toujours en masses cristallines blanches chez les pharmaciens : il résulte de la combinaison du sulfate d'alumine avec le sulfate de potasse. On remplace souvent le sulfate de potasse par le sulfate d'ammoniaque, sans que, pour l'usage qu'on en fait, les propriétés de l'alun en soient changées.

Si l'on soumettait l'alun dissous dans l'eau à l'action de la pile, le sulfate d'alumine se rendrait au pôle positif, et le sulfate de potasse ou d'ammoniaque irait au pôle négatif. Ainsi le sulfate d'alumine se comporte comme un acide, le sulfate de potasse ou le sulfate d'ammoniaque se comportent chacun comme une base.

Les composés doubles sont très nombreux en chimie; nous avons cité l'alun parce qu'il est le plus généralement connu.

DE LA NOMENCLATURE ET DE LA SIMPLICITÉ DES COMBINAISONS CHIMIQUES.

Le lecteur qui a parcouru les pages précéden-

tes est familiarisé avec les termes dont on se sert pour désigner les substances composées ; il connaît la *nomenclature* en fait, mais il lui manque la règle systématique qui préside à cette *nomenclature.*

Nous avons rejeté ces détails au dernier chapitre, pour que le lecteur déjà intéressé à la science puisse les désirer, et par conséquent les lire sans ennui et avec fruit.

Jusqu'à la fin du dernier siècle, chaque substance chimique avait un nom bizarre ; souvent elle en avait plusieurs que n'adoptaient point également les savans de tous les pays. On trouve les vieilles dénominations de la chimie dans les pharmacies un peu anciennes ; on y lit, par exemple, sur les étiquettes des flacons, les expressions suivantes : *ethiops martial*, *pompholix*, *sel de Duobus*, *arcanum duplicatum*, et mille autres, qui sont loin de bien sonner à l'oreille ; elles ont d'ailleurs un défaut bien plus grave, celui de ne point porter les traces des corps simples dont sont composées les substances qu'elles désignent.

Guyton de Morveau, qui professait la chimie à Dijon vers 1782, eut tant de peine un jour à se faire entendre de son préparateur pour l'envoyer chercher certains composés dont il avait besoin, qu'il résolut de trouver un petit nombre de mots pour nommer beaucoup de corps, et de simplifier ainsi le

langage chimique. Il fit une nomenclature qu'il appliquait, il est vrai, à la théorie de Stahl; mais l'ayant soumise à l'approbation de l'Académie des sciences, celle-ci nomma trois commissaires, Lavoisier, Berthollet et Fourcroy, pour l'examiner; Guyton discuta son projet avec ces chimistes célèbres, et après les modifications convenables pour l'appliquer à la chimie nouvelle, une nomenclature méthodique fut adoptée vers 1787 : elle facilita beaucoup l'étude de la chimie, et servit à en répandre le goût.

Depuis, elle a dû subir quelques modifications relatives aux découvertes successives, mais le principe philosophique qui y préside est toujours le même, et l'honneur en doit revenir à Guyton de Morveau.

Voici les détails de la nomenclature usitée aujourd'hui :

L'*oxigène*, base de la théorie chimique de Lavoisier, et d'ailleurs si important dans la nature, est regardé comme une substance à part; tous les autres corps *simples* sont désignés sous le titre de corps *oxigénables* ou *combustibles*.

L'oxigène jouit de cette propriété, que si l'on soumet à l'action de la pile une de ses combinaisons avec un autre corps simple, quel qu'il soit, il se rendra toujours au fil positif pendant la décomposition du composé, tandis que l'autre corps simple

se rendra au fil négatif. Ainsi l'oxigène est *négatif* (1) par rapport à tout autre corps simple.

On divise les corps combustibles en *métaux* et *corps non métalliques* ou *métalloïdes*. Les métalloïdes sont l'azote, le bore, le brôme, le carbone, le chlore, le fluor, l'hydrogène, l'iode, le phosphore, le selenium, le silicium, le soufre. Nous avons donné ailleurs une liste des métaux. — Les propriétés, sinon absolues, du moins les plus générales qui distinguent les *métalloïdes*, sont d'être plus mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité que les métaux, d'être *négatifs* par rapport à eux, de ne pouvoir comme eux neutraliser les acides lorsqu'ils sont unis à l'oxigène.

Pour indiquer la combinaison d'un métal et d'un métalloïde, on termine par *ure* le nom du métalloïde, et on le fait suivre du nom du métal; ex. : *sulfure de plomb, sulfure de fer*. Il en est de même de deux métalloïdes entre eux, ex. : *chlorure de soufre, chlorure de phosphore* : dans ce cas, on termine en *ure* celui des deux corps qui est négatif par rapport à l'autre. Quand ce composé est gazeux, on le désigne par le nom du gaz qui entre dans sa composition, suivi du nom du deuxième corps auquel on donne la termi-

(1) On verra dans la physique, qu'un corps *négatif* se porte toujours vers le pôle *positif* de la pile, et réciproquement.

naison *é*; exemple : *hydrogène carboné*, *hydrogène phosphoré*.

La combinaison de l'oxigène avec un autre corps simple s'appelle *acide*, si elle rougit la couleur bleue de tournesol; *oxide*, si elle ramène au bleu cette couleur rougie par un acide. La distinction entre l'acide et l'oxide deviendrait en certains cas fort difficile à faire, mais il y a un caractère plus général qui différencie ces deux composés *binaires* (1); c'est la manière dont ils se comportent avec la pile, ainsi que nous l'avons vu plus haut : l'*acide* se rend au fil positif, et l'*oxide* au fil négatif.

Un même corps simple peut former, en s'unissant avec l'oxigène, plusieurs oxides et plusieurs acides, ainsi que nous l'avons vu pour l'azote, par exemple. Dans ce cas, l'oxide où il entre le moins d'oxigène est appelé *protoxide;* le suivant *deutoxide;* le troisième *tritoxide;* cette dernière combinaison se présente rarement; toutefois elle existe; on connaît même des *quadroxides* qui sont encore plus rares. Quand on est arrivé au dernier degré d'oxidation d'un corps, que ce soit le 2e, le 3e ou le 4e, on le désigne aussi sous le nom de *peroxide*, qui signifie

(1) On appelle ainsi un composé formé de *deux* corps simples; on appelle *ternaire* celui qui s'est formé de *trois*; *quaternaire*, celui qui l'est de *quatre*.

oxide le plus oxigéné (1). *Exemples : oxide de carbone, protoxide d'azote, deutoxide d'azote, peroxide de manganèse.*

On désigne un *acide* par le nom du corps simple qui est uni à l'oxigène, en le faisant suivre de la terminaison *ique*, et le faisant précéder du mot générique *acide;* ainsi le soufre (sulfur) donne l'*acide sulfurique.* — De même que l'oxigène peut former plusieurs oxides avec un corps simple, de même il peut former plusieurs acides. En ce cas la terminaison *eux* remplace la terminaison *ique* pour désigner le second acide moins oxigéné : ainsi l'on a l'acide *arsénieux* au-dessous de l'acide *arsénique;* l'acide *chloreux* au-dessous de l'acide *chlorique* (2).

(1) On emploie aussi les deux mots *sesqui-oxide* et *bi-oxide : sesqui-oxide*, lorsque, pour la même quantité du corps oxigénable, le second oxide contient *une fois et demie* autant d'oxigène que le premier; *bi-oxide,* lorsqu'il en contient deux fois autant; exemple : *bi-oxide d'azote, sesqui-oxide de fer.*

(2) Si, au lieu de deux acides seulement, le corps simple pouvait en donner quatre comme le soufre, on emploierait une désignation analogue à celle-ci : acide *sulfurique,* acide *hyposulfurique* (moins oxigéné), acide *sulfureux* (moins oxigéné que le précédent), et acide hyposulfureux (le moins oxigéné de tous).

Nous avons vu que les acides ne contiennent pas tout l'oxigène, que plusieurs sont formés par deux métalloïdes; on les désigne en réunissant ensemble les noms de leurs principes constituans, et donnant à cette réunion la terminaison *ique*. Ainsi l'on dit acide *hydrochlorique* (1), acide *fluosilicique*.—Les acides où entre l'oxigène sont appelés *oxacides*; M. Thénard désigne les autres sous le nom d'acides *métalloïdiques*. On réunit encore quelquefois sous le titre d'*hydracides* ceux qui comptent l'hydrogène au nombre de leurs élémens.

Les *sels* sont, comme nous le savons, des composés *quaternaires* formés de deux corps binaires, *acide* et *oxide*. Nous avons déjà dit que la terminaison *ique* de l'acide, changée en *ate*, indique le groupe des sels appartenant à un même acide; et qu'on spécifie les sels de chaque groupe en ajoutant le nom de l'oxide; ex.: *carbonate de fer*, *carbonate de chaux*. — Quand l'acide finit en *eux*, on change la terminaison *ate* en *ite*: ainsi l'acide sulfureux forme les *sulfites*. On a de même les *hyposulfates* et les *hypo-*

(1) M. Thénard adopte le mot *chlorhydrique*; il place le second le corps qui est négatif par rapport à l'autre, et qui joue par conséquent le rôle de l'oxigène; on a de même les acides *iodhydrique* (iode et hydrogène), *sulfhydrique* (soufre et hydrogène) etc., etc.

sulfites pour les acides *hyposulfurique* et *hyposulfureux*, etc.

Mais cela ne suffit pas : un même acide se combine avec les divers oxides d'un même métal. De là la nécessité de désigner le degré de l'oxide, et de dire, par exemple : *sulfate de protoxide de fer, sulfate de peroxide de fer.* — Ce n'est pas encore assez ; un même acide peut donner divers sels avec un même oxide : on les désigne par les mots sel *acide*, sel *neutre*, sel *basique* ou *sous-sel*.— Le *sel neutre* est celui où les propriétés de l'acide et de l'oxide sont le plus neutralisées ; le *sel acide* est celui où l'acide demeure en excès, le *sel basique* ou *sous-sel* est au contraire celui où la base est en excès.

Ici il se présente un fait intéressant ; c'est que les quantités variables de *base* qui forment avec une même quantité d'acide, 100 grammes par exemple, des sels *acide*, *neutre*, *basique*, sont toujours en *rapport simple* avec la quantité de base qui entre dans le sel neutre : par *rapport simple*, on entend des nombres simples, tels que 2, 3, 4, 1 ½. Ces relations de composition se désignent par les mots *bi*, *tri*, *quadri*, *sesqui*, employés comme dans l'exemple suivant : *sesqui-phosphate de chaux*, sel acide où la quantité de chaux est 1 fois ½ celle de la chaux du phosphate neutre ; *bi-phosphate de chaux*, sel acide où la quantité de chaux est 2 fois celle neutre ;

phosphate sesqui-basique de chaux, sel basique où la quantité de chaux est 1 fois ½ moindre que celle du sel neutre; et enfin, *phosphate bi-basique de chaux*, sel *basique* où la quantité de chaux est **2** fois moindre.

On appelle *hydrate* la combinaison d'un *oxide métallique* avec l'eau ou protoxide d'hydrogène.

Lorsqu'on réfléchit au petit nombre d'élémens formant les matières si multipliées et si diverses, que l'on remarque dans tous les pays, on est conduit à penser que cette multiplicité tient à la multitude de manières dont les élémens peuvent se combiner. Cependant, il n'en est pas ainsi: les élémens ne s'unissent pas suivant tous les caprices de notre imagination; on n'est pas le maître de faire combiner à volonté une certaine quantité de chaux, par exemple, avec une quantité d'acide sulfurique prise au hasard. Il faudra que les deux poids de chaux et d'acide sulfurique aient entre eux un certain rapport; en sorte que si l'on met plus de chaux que la loi de combinaison l'exige, l'excès de chaux restera intact; l'acide sulfurique n'en prendra que la proportion qui lui est nécessaire.

Il existe ainsi, pour tous les corps, des nombres qui expriment les poids qu'il faut en prendre pour

les faire combiner les uns avec les autres ; ces nombres s'appellent *nombres proportionnels ou équivalens chimiques* (1); on conçoit toute leur importance pour les fabriques de produits chimiques ; les fabricans n'ont qu'à lire dans les tables de nombres proportionnels, les poids de chaque corps qu'il faut mettre en présence pour opérer les combinaisons dont ils ont besoin. Par ce moyen, ils emploient la quantité justement convenable de chaque corps.

(1) Le mot d'équivalent a besoin d'être expliqué davantage ; il se rattache à un fait des plus importans : supposons qu'on ait déterminé la quantité de chaux nécessaire pour neutraliser un certain poids d'acide sulfurique, 3 kil. par exemple. Supposons ensuite que l'on cherche les quantités de potasse, de soude d'ammoniaque, d'oxide de plomb, etc., etc., qui saturent 3 kilog. d'acide sulfurique ; on trouverait, pour chacune de ces bases, des poids que je nomme pour abréger, A, B, C, D, etc. Je représente par N le poids exprimant la quantité de chaux : ces poids A, B, C, D, etc., sont *équivalens* au poids N de la chaux, qui sature 3 kil. d'acide sulfurique. Mais ce qu'il y a de remarquable, c'est que si l'on cherche maintenant le poids d'un autre acide quelconque, saturant, neutralisant le poids N de chaux, on n'aura pas besoin de chercher quelles sont les quantités des autres bases, potasse, soude, ammoniaque, etc., neutralisant cette quantité du nouvel acide, on est sûr qu'elles seront exprimées par les poids A, B, C, D, etc. Ainsi ces poids sont bien les *équivalens* du poids N de chaux.

Le nombre de matières dont se compose notre globe n'est pas aussi grand qu'il le paraît au premier abord; beaucoup de corps, sans être exactement les mêmes, ont beaucoup d'élémens communs; et il arrive même que des corps en apparence très différens ont la même composition chimique; seulement leurs molécules n'ont pas le même arrangement. — On appelle *isomères* les corps qui ont exactement les mêmes élémens, et qui ne diffèrent entre eux que par l'arrangement particulier de leurs molécules. Pour en donner un exemple remarquable, nous citerons le *charbon* et le *diamant :* ce sont des corps isomères, identiques à l'épreuve chimique; mais leurs molécules sont groupées d'une manière différente. — Il existe beaucoup d'isomères dans la chimie organique.

Nous nous bornons à ces détails sur les lois qui président aux combinaisons des corps. Pour être saisies dans leur totalité, ces lois exigent une grande habitude des phénomènes chimiques. D'ailleurs, le lecteur auquel la chimie est devenue familière, peut trouver dans les traités spéciaux et complets des développemens étendus et pleins d'intérêt, que les bornes de ce livre nous imposent d'omettre.

FIN.

INDEX.

FIN DE L'INDEX.

